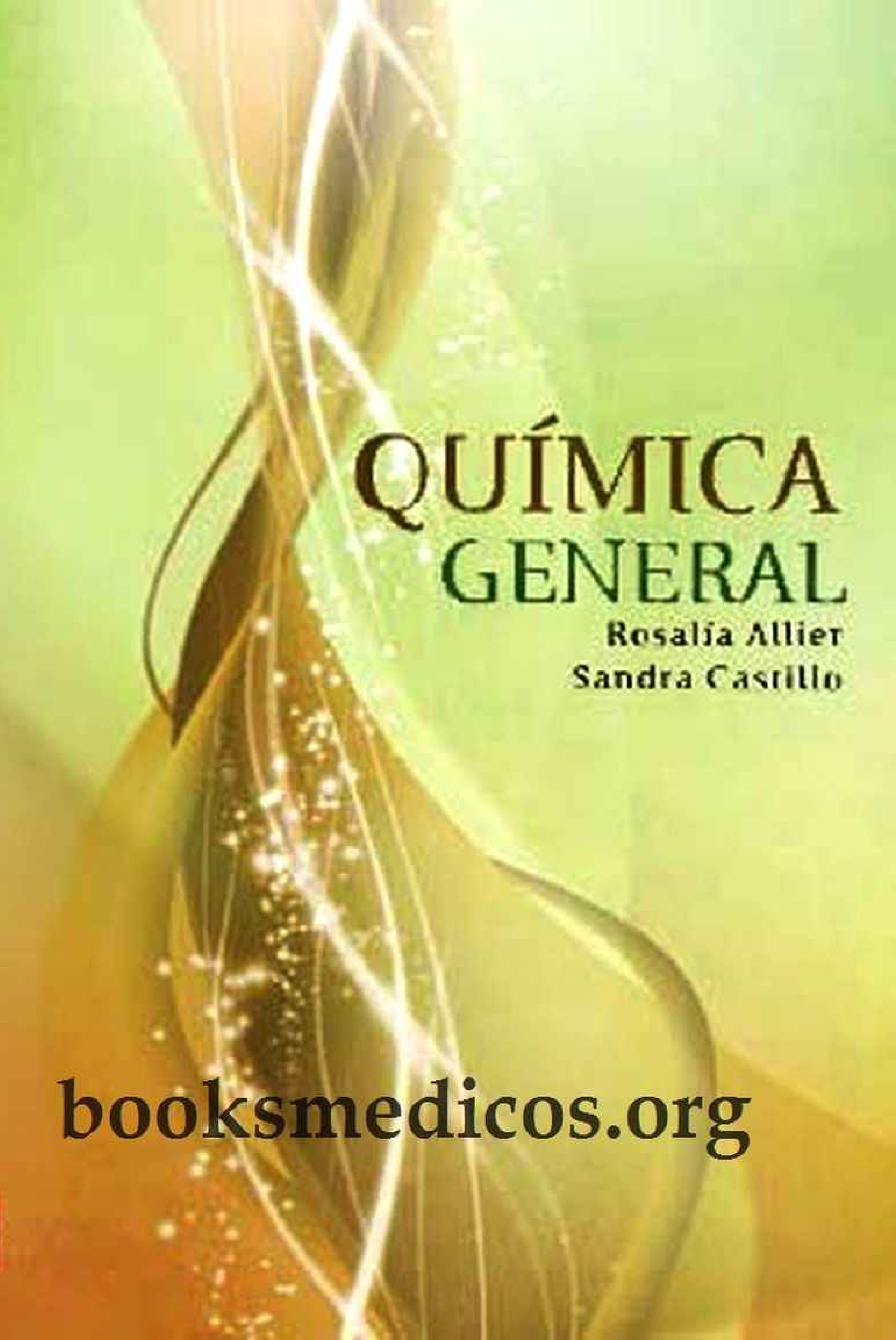

QUÍMICA
GENERAL
Rosalía Allier
Sandra Castillo
booksmedicos.org
Mc
Graw
Hill

QUÍMICA GENERAL

Rosalía Angélica Allier Cruz
Sandra Rosalía Castillo Allier

Revisión técnica
I. Q. Alfonso Ibarra Herrera
FES Cuautitlán
UNAM



MÉXICO • BOGOTÁ • BUENOS AIRES • CARACAS • GUATEMALA • MADRID • NUEVA YORK
SAN JUAN • SANTIAGO • AUCKLAND • LONDRES • MILÁN • MONTREAL
NUEVA DELHI • SAN FRANCISCO • SINGAPUR • ST. LOUIS • SIDNEY • TORONTO

Editor sponsor: Luis Amador Valdez Vázquez
Diagramación: María Eugenia Carrillo Martínez
Diseño de portada: José Palacios Hernández

Química general



Corporativo Punta Santa Fe
Prolongación Paseo de la Reforma 1015 Torre A
Piso 17, Colonia Desarrollo Santa Fe,
Delegación Álvaro Obregón
C.P. 01376, México, D. F.

Miembro de la Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana, Reg. Núm. 736

ISBN-13: 978-607-15-0346-6

1234567890 10987654321

Impreso en México *Printed in Mexico*

The ***McGraw-Hill*** *Companies*

Presentación

En la actualidad, el ser humano necesita contar con una sólida formación científica para poder comprender el mundo que lo rodea. Esto le permitirá no sólo obtener un mayor beneficio en el uso y aplicaciones de los aparatos e instrumentos tecnológicos de su entorno, sino además tomar mejores decisiones en beneficio de sí mismo, la sociedad y la naturaleza. Esta formación científica incluye el aprendizaje de la *física*, disciplina considerada por muchos el pilar de la ciencia y la tecnología modernas.

El propósito de este libro es despertar en el alumno la curiosidad por comprender los fenómenos que se presentan en el mundo que le rodea, en especial, las interacciones de la materia y la energía, campo de estudio de la química. Por otro lado, fomenta en él una cultura científica que le permita desarrollar una conciencia crítica y responsable de las repercusiones de la ciencia y la tecnología en la vida cotidiana.

El presente libro de texto ha sido escrito íntegramente con base en un programa anual de química cuyas unidades temáticas son las siguientes:

1. La energía, la materia y el cambio.
2. Aire, intangible pero vital.
3. Agua. ¿De dónde, para qué y de quién?
4. Corteza terrestre, fuente de materiales.
5. Alimentos, combustibles para la vida.

Cada unidad se inicia con una página que contiene tanto sus propósitos como una evaluación de diagnóstico denominada "¿Qué sabes?", con la que se promueve en el alumno una actitud reflexiva y comprometida respecto de su desempeño. El desarrollo de la unidad parte del enunciado de temas y subtemas para facilitar el seguimiento del programa; esto se hace a partir de un lenguaje claro y sencillo, pero sin omitir los términos científicos que forman parte de la materia que, en caso necesario, se destacan en negritas; es preciso mencionar algunos de estos términos se incluyen en el glosario, al final de cada unidad.

Esta obra contiene prácticas para realizar dentro y fuera del laboratorio y que requieren materiales accesibles y equipo básico. Estas prácticas permiten al alumno desarrollar sus capacidades de cuestionamiento, observación, análisis e interpretación de datos, uso correcto de los instrumentos científicos y sustancias y manejo, tratamiento y desecho de sustancias dañinas.

La obra presenta una diversidad de ilustraciones, gráficas, tablas, mapas conceptuales y diagramas cuyo propósito es ofrecer al alumno un recurso que le facilite el razonamiento, la identificación y la comprensión del campo de estudio de la química. Se incluyen, además, recuadros bajo los enunciados de "Reflexiona", "Para saber más" y "Actividades", con el fin de abrir un espacio en el que pueda establecerse un debate, se obtengan conclusiones, se amplíen los horizontes de lo que saben los estudiantes, o bien, sirvan de pauta para establecer relaciones con otras asignaturas.

Al final de cada unidad se incluyen las evaluaciones sumativas correspondientes bajo el enunciado de "Lo que tienes que saber". Dichas evaluaciones fueron diseñadas para poner en evidencia el dominio de conocimientos, pero sobre todo el manejo de conceptos para la comprensión y aplicación de los fenómenos químicos, desarrollo de habilidades, competencias y las actitudes que en el ámbito de la química debe fortalecer y consolidar el alumno.

Las autoras confiamos en que esta obra será una herramienta útil y eficaz para el profesor, y que al mismo tiempo contribuya al aprendizaje y conocimiento de esta ciencia entre los alumnos, en quienes está el futuro de nuestro país.

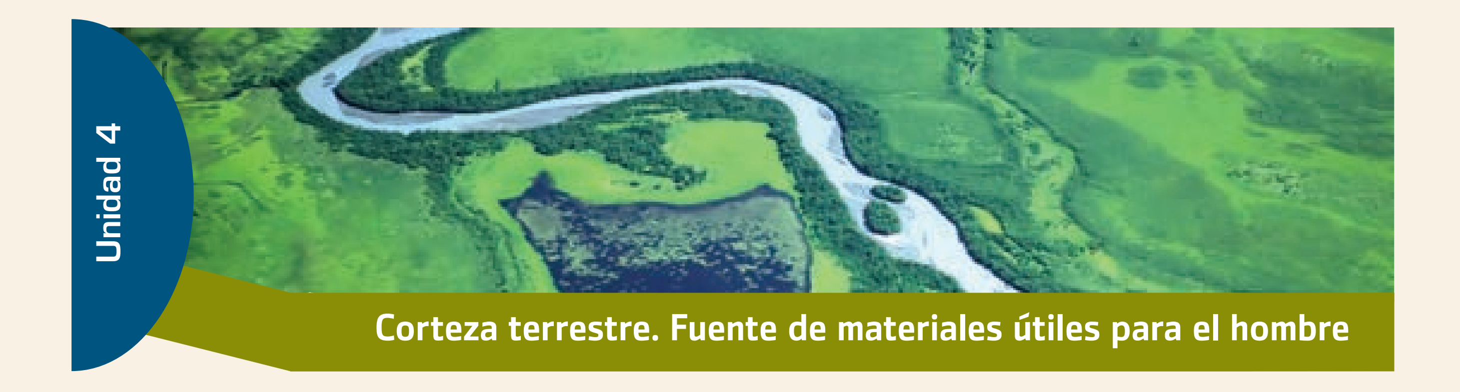
Rosalía Allier y Sandra Castillo

Contenido




Unidad 2
El aire, intangible pero vital


Unidad 3
Agua. ¿De dónde, para quién y de quién?



Corteza terrestre. Fuente de materiales útiles para el hombre



Alimentos, combustible para la vida

Unidad 1

La energía, la materia y el cambio

Objetivos

En esta unidad:

- Teoría y práctica sobre algunos aspectos del comportamiento de la materia y la energía, de los que se deducen propiedades, cambios y leyes que rigen la naturaleza.
- Conceptos que definen a la materia.
- Nociones sobre química nuclear.
- Teoría atómica de Bohr.
- Ventajas y desventajas de la obtención de energía a partir de diversas fuentes.

¿Qué sabes?

Responde las siguientes cuestiones:

- ¿La energía se conserva? Elabora un diagrama de los tipos de energía que existen.
- ¿Qué entiendes por calor y cómo se diferencia de la temperatura? Elabora un diagrama de los estados de agregación de la materia.
- ¿Qué diferencia existe entre elementos, compuestos y mezclas?
- ¿Qué es una mezcla y qué una sustancia pura?
- ¿Cuáles son las ventajas y desventajas del uso de la radioactividad?
- ¿Qué beneficios o riesgos conlleva el consumo de energía?

Introducción

Observa todo lo que te rodea y podrás darte cuenta de que existe una infinidad de seres vivos, materiales y objetos. Pero, ¿de qué está formado cada ser vivo? ¿Por qué son diferentes cada uno de ellos? ¿En qué difiere una hoja de tu libro de una de tu cuaderno o de una hoja de periódico? ¿Por qué se puede cocinar en recipientes de plástico y éstos no se queman en el microondas? ¿En qué se diferencian los plásticos biodegradables de otros tipos de plásticos? ¿Cómo se funde el queso, qué lo hace posible? ¿Por qué hace explosión una estrella? La química es la ciencia encargada de responder, con ayuda de la tecnología, el cómo, qué o por qué de estas preguntas, es decir, de la materia (figura 1.1).

Como puedes advertir, todos los aspectos de nuestra vida se relacionan con la química, incluso los procesos que ocurren en nuestro organismo durante las 24 horas del día —digestión, respiración, circulación—. Precisamente, la **química** estudia la composición, estructura y propiedades de la materia, así como sus transformaciones con intervención de la energía.

La ciencia se divide en muchas ramas relacionadas entre sí. Con base en ello y en los grandes adelantos científicos se han creado nuevos materiales o maquinarias que ayudan al hombre a mejorar su vida, es decir, se desarrolla la **tecnología**; por ejemplo, en la invención de nuevas máquinas en medicina —prótesis de articulaciones de reemplazo de rodilla, manos, pies, piernas— se unen diferentes ciencias —ingeniería, medicina, biología, química—, así como la tecnología, el diseño y la ciencia de los materiales, lo que permite construir aparatos y herramientas que sirvan al hombre para mejorar su calidad de vida, facilitar su trabajo o evitar accidentes (figura 1.2).[1]



Figura 1.1 En la naturaleza existe una gama intensa de sustancias y transformaciones con la intervención de la energía.

1.1 Energía, motor de la humanidad

1.1.1 Noción de energía

¿Qué viene a tu mente al escuchar la palabra *energía*? ¿Acaso te imaginas a una persona corriendo, saltando o dando vueltas?

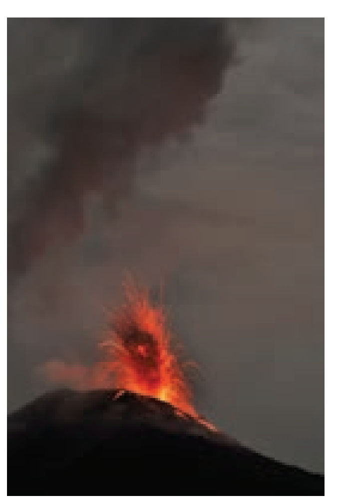





Figura 1.2 Algunas manifestaciones de la energía en la naturaleza (una erupción volcánica y un géiser) y en la vida cotidiana (un tren eléctrico y un jet de propulsión a chorro).

[1] Puedes consultar mayor información en las siguientes páginas electrónicas:
http://portal.educar.org/foro/laqu%C3%ADmicacomopartedenuestravidacotidiana
http://quim.iqi.etsii.upm.es/vidacotidiana/QVCContenido.pdf

¿O quizás te imaginaste un foco encendido o la flama de la estufa prendida? ¿En dónde se produce energía? ¿Cómo y en qué se transforma?

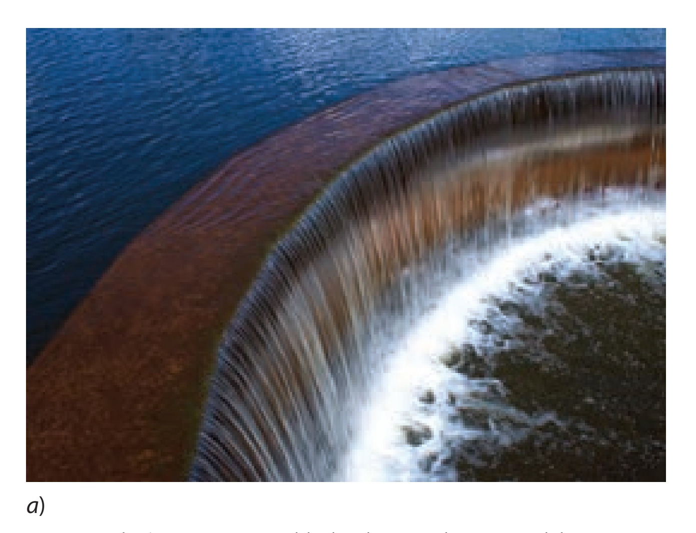
Cuando un objeto tiene energía, ésta puede hacer que algo suceda, es decir, la **energía** es la capacidad de realizar un trabajo, de transferirse a otro cuerpo o de generar un cambio en la materia. Observa la imagen de la figura 1.3 y comenta qué cambios están ocurriendo.

Observa a tu alrededor y notarás los cambios que están ocurriendo cuando se mueven el agua, el viento o una persona al caminar. La energía está presente en nuestra vida diaria en diversas formas, y el hombre la ha aprovechado en su beneficio; por ejemplo, a partir del movimiento del agua o del viento (figura 1.4) se obtienen energía mecánica y eléctrica.

Los alimentos también son una fuente de energía esencial para los organismos vivos, como el hombre. Éste necesita consumir una determinada cantidad de alimentos diariamente para realizar sus actividades, como caminar, leer, jugar y dormir. Otra fuente de energía son los combustibles. Es muy difícil entender el concepto de energía porque ésta no la podemos tocar, oler o ver, pues es algo inmaterial. ¿Qué color tiene? ¿Cómo es? ¿Cuál es su forma? ¿A qué sabe?



Figura 1.3 La energía de un rayo láser es una aplicación de la tecnología y los conocimientos científicos.



a)



b)

Figura 1.4 *a*) En una central hidroeléctrica, la energía del agua que cae se transforma en energía eléctrica. *b*) El viento mueve las aspas de los aeromotores para producir energía mecánica, y luego energía eléctrica.

Actividades

De acuerdo con lo que leíste en los párrafos anteriores, realiza las siguientes actividades:

1. En periódicos, revistas, radio, televisión y otros medios de comunicación se mencionan diferentes formas de energía y su impacto en el ambiente. Menciona algunas de estas formas y anota cómo influyen en el ambiente.
2. La figura 1.4 muestra la fuerza del agua y del viento. ¿De qué tipos de energía se trata?
3. ¿A qué se debe que la energía solar sea considerada como la más importante para la vida en nuestro planeta?
4. Indica algunas ventajas de la energía solar sobre otras formas de energía que utilizamos cotidianamente.
5. Comenta con tus compañeros de grupo tus respuestas, y entre todos obtengan conclusiones finales de este trabajo.

1.1.2 Energía potencial y cinética

Los cuerpos no están aislados, sino que se interrelacionan con otros y forman un sistema, por lo que los cambios que ocurren se deben a la interacción entre ellos; es decir, el que un cuerpo se desplace o se transforme, es un efecto de la energía.

La energía se nota en un sistema físico; en él, los componentes interactúan y generan transformaciones, donde uno de ellos es la *fuente* (quien provoca el fenómeno) y el otro es el *receptor* (el que recibe la acción), porque cualquier cambio ocurrido es una transferencia de energía de un objeto a otro. Por ejemplo, se está transfiriendo energía cuando el viento mueve las hojas; otro ejemplo: al escuchar pisadas puedes darte cuenta de cómo la energía se transfiere por el golpe de los pies al piso y de ahí a tus oídos.

La energía puede considerarse una propiedad de las cosas o de los sistemas físicos, que les permite producir cambios en ellos o en otros cuerpos o sistemas. Cualquier tipo de transformación implica un cambio de energía. Esta propiedad de los sistemas nos permite relacionar diferentes magnitudes, como el movimiento, la posición espacial y la temperatura, entre otras.

Energía en movimiento Cualquier objeto en movimiento —un papel que cae, una pelota que bota, un tren— es capaz de causar un cambio en algún objeto que toque. Los objetos en movimiento tienen una forma de energía llamada **energía cinética**. Existen muchos tipos de energía cinética, por ejemplo, la energía cinética *traslacional*, que es el movimiento de un cuerpo de un lugar a otro; y la energía *rotacional*, que se origina por el movimiento de rotación de un cuerpo. Sin embargo, para comprender mejor este tipo de energía, sólo nos concentraremos en la energía cinética traslacional, que sólo mencionaremos como la energía cinética de un objeto, y que depende de dos variables propias del mismo: masa y velocidad.

Energía cinética y velocidad Si lanzas una canica y ésta se mueve, ¿qué pasaría si golpearas con ella unos soldaditos de juguete? Al golpearlos podrías simplemente tirarlos, o incluso podrías lograr que caigan más lejos si lanzas con más fuerza la canica. Esta última acción indica que la canica tiene más energía. Así, la velocidad provoca que la canica tenga mayor energía cinética.

Actividades

Explica con tus palabras y con otros ejemplos por qué la energía cinética depende de la velocidad.

Energía cinética y masa Supón que ahora tienes una canica y un balín del mismo tamaño, y que los ruedas para tirar una serie de muñecos. Si ambos objetos tienen la misma velocidad, ¿cuál lanzará los juguetes más lejos al chocar con ellos? Tal vez la canica tire menos muñecos o ninguno debido a que tiene menos energía con respecto al balín. Una diferencia importante entre ambas esferas es que la canica tiene menos masa y por lo tanto menos energía cinética. La energía cinética también depende de la masa de un objeto en movimiento, por lo que ésta se incrementa cuando aumenta la masa del objeto. En la figura 1.5 se muestran otros ejemplos de cómo la energía cinética depende de la masa y de la velocidad.

Energía de posición Un objeto inmóvil también tiene energía; por ejemplo, un lápiz sobre la mesa no tiene energía cinética porque no está en movimiento; sin embargo, si empujas el lápiz y éste se cae al piso, se produce un cambio. ¿De dónde viene esta energía? La gravedad atrae el lápiz hacia abajo y por ello adquiere energía cinética al caer.

El lápiz sobre la mesa tiene **energía potencial**, que es la energía almacenada en un cuerpo o sistema debido a su





Figura 1.5 La energía cinética de un objeto depende de la masa y la velocidad del objeto. *a*) La bicicleta tiene energía cinética porque está descendiendo una pendiente y tiene mayor energía cinética porque corre más rápido al bajar la pendiente. *b*) El triciclo tiene menos energía cinética porque tiene menos masa.

posición, composición química o condición (energía eléctrica, energía gravitacional, energía nuclear o energía química). La **energía gravitacional** es la energía almacenada en un objeto debido a su altura con respecto al piso o a cualquier otra superficie tomada como referencia. Esta energía se almacena debido a la atracción gravitacional de la Tierra sobre un objeto. Por lo tanto, cuanto más alto esté el objeto, mayor será la energía potencial gravitacional que almacena.

En el caso particular del lápiz, la posición es la altura a la que se encuentra del piso. Al caer, su energía potencial se transforma en energía cinética. ¿La energía potencial del lápiz sería mayor si cayera de mayor altura? La energía potencial también depende de la masa, ya que entre mayor masa tenga un objeto, mayor será su energía potencial. En la figura 1.6, ¿cuál de los libros tiene mayor energía potencial?

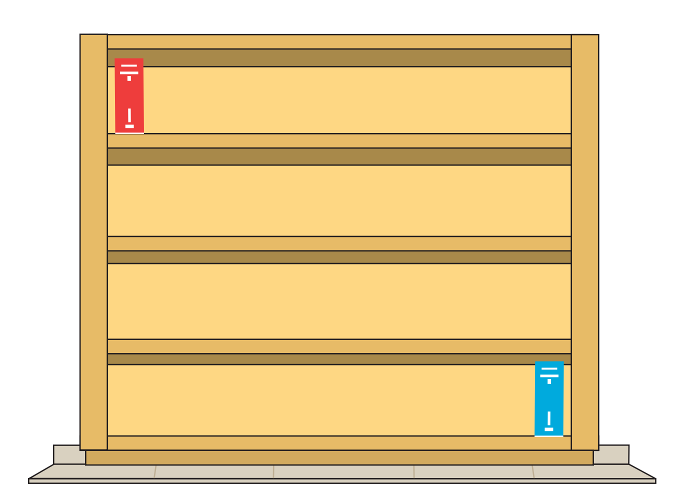


Figura 1.6 En algunos casos la energía potencial cambia a energía cinética. Al caer de lo alto de un librero, ¿cuál de estos dos libros tiene mayor energía potencial? ¿el de la izquierda o el de la derecha?

Actividades

1. Analiza y contesta las siguientes preguntas. No olvides justificar tus respuestas:
   a) ¿Qué sucedería con la energía potencial gravitacional si se duplicara la altura de la que cae un objeto?
   b) ¿Qué sucedería con la energía potencial gravitacional si se triplicara la masa de un objeto que cae?
2. Comenta con tus compañeros tus respuestas y entre todos y con ayuda del profesor, obtengan conclusiones y anótenlas en su cuaderno.

1.1.3 Transferencia y transformación de la energía

Como ya estudiamos, la energía se presenta de diferentes maneras. Pensemos cómo se realizan distintas transformaciones de energía en la naturaleza. Sabemos que los alimentos nos aportan energía, lo mismo que el sol y el viento, entre otros. La energía se manifiesta según la fuente de donde procede; puede ser química, radiante, térmica, eólica y eléctrica, entre otras.

En el mundo, y a tu alrededor, la energía está en constante transformación, lo que puedes notar observando los cambios en tu ambiente. Los incendios forestales, a veces ocasionados por la caída de un rayo, ejemplifican un cambio ambiental. Un gran número de cambios que ocurren involucran energía.

Cuando un ciclista pedalea, también se presenta una serie de cambios de energía; en sus músculos ocurre una transformación: la energía química que posee se convierte en energía cinética. Este tipo de energía de las piernas se transforma en energía cinética de la bicicleta al pedalear y algo de ella se convierte en potencial al subir una pendiente; además, otra parte se transforma en energía térmica. El ciclista entra en calor porque su cuerpo libera energía química. Debido a la fricción, las partes mecánicas de la bicicleta también se calientan.

La energía en forma de calor es un tipo de energía casi siempre presente cuando hay una transformación de energía. Las transformaciones de energía ocurren cuando las personas se ejercitan, los automóviles avanzan, al explotar una estrella en el universo, cuando un ser vivo crece o al prender la radio o el televisor. Todas estas manifestaciones de energía producen calor (figura 1.7).

Muchas máquinas transforman la energía de una forma a otra. Por ejemplo, los automóviles convierten la energía química de la gasolina en energía cinética, mecánica, térmica y eléctrica.

La energía química también se obtiene de diferentes fuentes y se transforma en muchos otros tipos de energía. Por ejemplo, en los fuegos artificiales se queman diferentes sustancias químicas que dan el color y la luminiscencia.



Figura 1.7 La energía eléctrica se transforma en muchos otros tipos de energía.

Otro ejemplo sería calentar los alimentos, proceso mediante el cual se generan **energía radiante** y **energía térmica**.

Los alimentos son una fuente de energía para los organismos vivos, ya que al ingerirlos se convierten en sustancias y nutrientes que se transforman en energía, la cual puede almacenarse o utilizarse de inmediato para conservar nuestra temperatura, movernos, o que funcione el sistema nervioso. Por lo tanto, los organismos transforman la energía química en energía térmica (para mantener el calor corporal), mecánica (para moverse) y eléctrica (para la transmisión de impulsos nerviosos).

En general, gracias a los generadores creados por el hombre, las energías eólica, geotérmica, hidráulica, nuclear y maremotriz al final se transforman en energía eléctrica.

Muchas otras formas de energía se transforman en energía térmica, la cual, por ejemplo, ayuda a calentar una plancha, o en lugares donde las bajas temperaturas son extremas, ayuda en la calefacción de los hogares. Pero este tipo de energía también se transforma en otros. ¿Puedes mencionar otros tres tipos?

Práctica de laboratorio

Transformación de la energía

Objetivo

Los estudiantes podrán observar los cambios de una clase de energía a otra, y la identificarán.

Material

Frasco alto y delgado, probeta graduada, taza de medir o un biberón graduado, termómetro, agitador de plástico y una cucharada de cloruro de calcio ($CaCl_2$).

¡Cuidado! El cloruro de calcio es un producto que al entrar en contacto con agua es altamente **giroscópico** porque desprende calor. En caso de contacto con piel y ojos, es necesario lavar de inmediato con agua corriente, por lo menos durante quince minutos, llamar a un médico o trasladar al paciente a la institución médica más cercana.

Hipótesis

¿Cómo pueden percibir los cambios de energía e identificarlos? Justifiquen su respuesta.

Procedimiento

1. Utilicen la taza de medir y midan 25 mL de agua. Viértanla en el frasco de vidrio y midan su temperatura con el termómetro.
2. Con mucho cuidado, añadan al agua la cucharada de cloruro de calcio ($CaCl_2$) y mezclen lentamente. ¿Qué sucedió? Registren la temperatura del agua en este momento.
3. Midan y registren la temperatura cada 30 segundos durante 2 minutos más.
4. Anoten los datos resultantes en una tabla como la siguiente:

Sustancia y tiempo	Temperatura
Agua sin el cloruro de calcio ($CaCl_2$)	
Agua con el cloruro de calcio ($CaCl_2$) (30 segundos)	

Análisis

1. ¿Qué sucedió cuando se añadió el cloruro de calcio al agua?
2. ¿Qué pudo haber causado el cambio de temperatura en el agua?
3. ¿Qué tipos de energía estuvieron presentes?
4. Elaboren un diagrama donde indiquen los cambios de energía.
5. Si cambiáramos la cantidad de cloruro de calcio que se le añadiría al agua, ¿cómo afectaría la temperatura del agua ese cambio? Explique su respuesta.

Limpieza y manejo de residuos

A. Atiendan las indicaciones del profesor sobre qué hacer con los residuos químicos y las disoluciones.

B. Limpien primero todos los materiales con agua, enseguida lávenlos con mucho cuidado y devuelvan todo el equipo de laboratorio según indique el profesor.

Comparen su hipótesis

- Expliquen qué sucedió durante el experimento.
- Comparen sus resultados con la hipótesis inicial.

Conclusión

Con ayuda del maestro, comenten y analicen con los compañeros sus respuestas y entre todos anoten una conclusión final sobre la transformación de la energía observada; anótenla en el pizarrón y en el cuaderno.

1.1.4 Trabajo, calor y temperatura

La energía es la capacidad de realizar trabajo, pero, ¿qué es el trabajo? En ciencia esta palabra tiene un significado específico: al hablar de trabajo nos referimos a trabajo mecánico, y éste se realiza cuando se aplica una fuerza sobre un cuerpo para moverlo en la misma dirección que se aplica la fuerza. Si se deja de aplicar la fuerza y el objeto continúa moviéndose por inercia, entonces ya no se realiza un trabajo (figura 1.8).

Piensa en algunos trabajos que has realizado durante el día; por ejemplo, al levantar tus libros, al abrir o cerrar la puerta de tu casa, al escribir con un lápiz o una pluma, al lanzar una pelota. Si cargas una maceta y la mueves de lugar, realizas un trabajo sobre ella y se realiza una transferencia de energía. ¿Puedes decir de qué tipo de energía se trata? ¿Qué sucede si en vez de cargarla, empujas la misma maceta? ¿Qué tipo de energía se presenta?

Si realizas un trabajo sobre un objeto aumentas su energía. Como la energía no se crea ni se destruye, el objeto que cargas o empujas gana energía mientras tú la pierdes, es decir, se la transfieres. La cantidad de trabajo realizado es la cantidad de energía que se transfiere.

Ahora bien, la **temperatura** es la medida de la energía cinética promedio que tienen las partículas de un cuerpo. Cuanto mayor sea la energía cinética de las moléculas, mayor será la temperatura del cuerpo. Si las moléculas tienen mayor energía cinética, entonces se moverán más rápido (figura 1.9). Sin embargo, las moléculas no siempre se

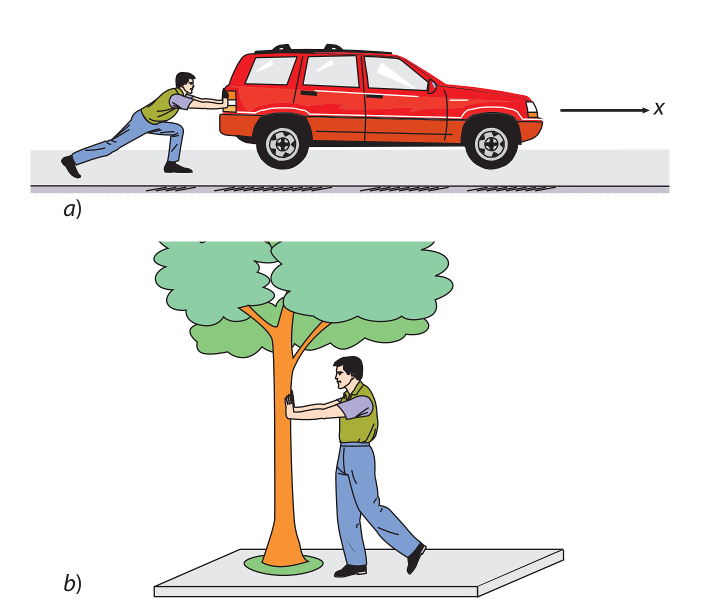
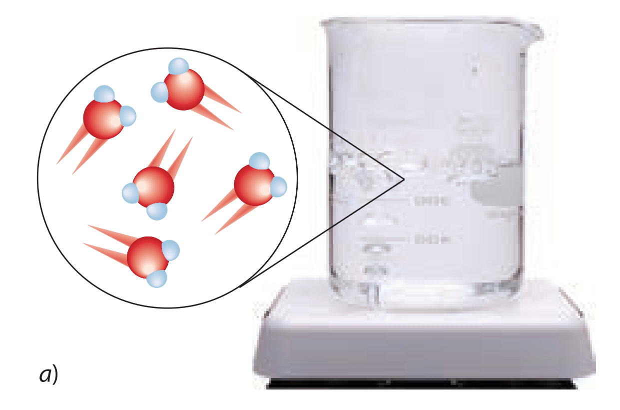


Figura 1.8 En la figura *a*) puedes observar que un sujeto emplea una fuerza y mueve un auto una distancia *d*, por lo tanto, se dice que se ha realizado un trabajo. Mientras que en la figura *b*), el mismo sujeto empuja un árbol y no lo mueve, entonces no se realiza ningún trabajo.



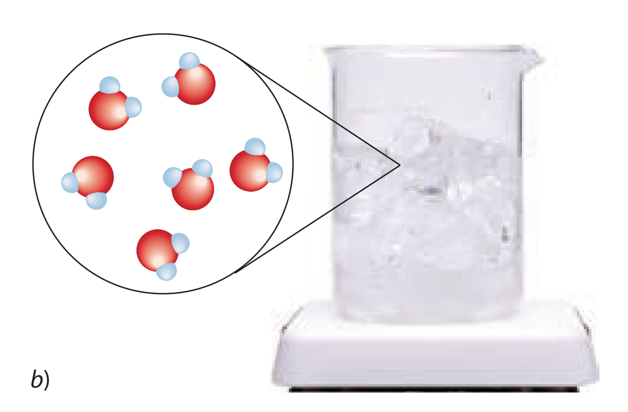


Figura 1.9 La temperatura de un cuerpo depende de qué tan rápido se muevan sus moléculas. Si el agua de un vaso está caliente (*a*), sus moléculas se moverán más rápido que si el agua estuviera fría (*b*).

mueven a la misma velocidad; algunas veces se mueven más rápido y otras lo hacen más lentamente, lo que determina la temperatura.

El **calor** es la energía térmica que se transfiere de un cuerpo a otro cuando los objetos tienen diferentes temperaturas. La cantidad de calor que se transfiere depende de la diferencia de temperatura entre ambos objetos; es decir, la energía térmica se mueve del cuerpo con mayor temperatura al que tiene menos, y nunca al revés (figura 1.10).

La transferencia de energía térmica de un objeto caliente a otro más frío termina cuando la temperatura de ambos cuerpos se iguala. Pero la cantidad de energía transferida no sólo depende de la diferencia de temperatura, sino también de la masa de los cuerpos.



Figura 1.10 El calor sólo es transferido cuando dos objetos están a diferente temperatura. El calor siempre fluye de un cuerpo caliente a uno más frío.

Práctica de laboratorio

Calor y temperatura

Objetivo

Comprender la diferencia entre el calor y la temperatura.

Material

Seis vasos de precipitado, termómetro, tela de asbesto, soporte, mechero, probeta graduada, taza de medir o un biberón graduado, placa de vidrio delgada de 10 × 10 cm, anillo de hierro, hielo y agua de la llave.

Hipótesis

¿Cómo puedes demostrar la diferencia entre calor y temperatura? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. Numera los vasos del 1 al 6.
2. Vierte agua hasta la cuarta parte del vaso 1; en el vaso 2 vierte el agua hasta un poco más de la mitad. Con un termómetro toma la temperatura de ambos vasos. Procura no tocar las paredes con el bulbo del termómetro. Anota la temperatura de cada vaso.

	Vaso 1	Vaso 2
Temperatura en °C		

Contesta en tu cuaderno: ¿En cuál de los vasos es mayor la temperatura? Justifica tu respuesta.

3. En equipo, elaboren una tabla de registro como la siguiente:

	Vaso 3 (50 mL)	Vaso 4 (100 mL)
Temperatura del agua fría		
Tiempo que tarda en llegar a la ebullición		
Marca con una X el que tenga más moléculas		
Marca con una X el que recibe más calor		
Temperatura de ebullición		

4. Utiliza la taza de medir y mide 50 mL de agua. Viértela en el vaso 3, tápalo con la placa de vidrio y calienta hasta el punto de ebullición. Registra tus observaciones en la tabla de registro.
5. En el vaso 4 vierte 100 mL de agua y realiza lo mismo que en el paso 4.
6. En el vaso 5 vierte agua caliente, y en el vaso 6 coloca el hielo. Registra la temperatura.

	Agua caliente	Hielo
Temperatura en °C		

7. Con mucho cuidado, introduce tu mano derecha en el agua caliente y con la izquierda toca el hielo. Anota en el cuaderno tus observaciones.
8. Agrega el hielo al vaso de agua caliente y anota tus observaciones. Indica cuál de los dos cuerpos aumentó su temperatura. Justifica tu respuesta.

Limpieza y manejo de residuos

A. Atiendan las indicaciones del profesor sobre qué hacer con los residuos químicos y las disoluciones.

B. Limpien primero todos los materiales con agua, enseguida lávenlos con mucho cuidado y devuelvan todo el equipo de laboratorio según indique el profesor.

Análisis

- Anota cuál de los seis vasos tiene menor energía cinética entre sus moléculas.
- Anota cuál de los seis vasos tiene mayor energía cinética entre sus moléculas.
- Comenta tus experiencias con tus compañeros de equipo y con tus palabras anota la diferencia entre calor y temperatura.
- Comparen sus respuestas y saquen una conclusión sobre la diferencia entre calor y temperatura.

Comparen su hipótesis

- Explica qué sucedió en los experimentos.
- Compara tus resultados con las hipótesis iniciales.

Aplicación

- Explica el funcionamiento del termómetro en relación con tus conocimientos de calor y temperatura.
- Explica por qué existen distintas escalas de temperatura y su aplicación.
- Si dos cuerpos a la misma temperatura entran en contacto, ¿puede existir una transferencia de calor entre ellos? Justifica tu respuesta.

Conclusión

Con ayuda del maestro, comenten y debatan con los compañeros sus respuestas, y entre todos anoten una conclusión final entre la diferencia entre calor y temperatura, que anotarán en el pizarrón y en su cuaderno.

1.1.5 Ley de la conservación de la energía

La **termodinámica** es la rama de la ciencia encargada de estudiar el calor, cómo fluye de un cuerpo o sistema a otro y la cantidad de energía necesaria para realizar un trabajo. Los estudios conocidos más antiguos sobre el calor los realizaron los griegos, sin embargo, las primeras investigaciones con rigor científico no empezaron sino hasta principios del siglo XIX.

La ley de la conservación de la energía establece que: “La energía no puede crearse ni destruirse, sólo se transforma de una forma a otra”. Esta ley constituye la primera ley de la termodinámica, y se cumple durante cualquier cambio físico o químico.

Primera ley de la termodinámica

La cantidad total de energía en cualquier sistema aislado (sin interacción con ningún otro sistema) permanece invariable con el tiempo.

Cuando un carpintero serrucha un trozo duro de madera, la hoja del serrucho se calienta; naturalmente se ha producido calor. ¿Pero cómo? El calor debe proceder de alguna parte, aunque ni la madera ni la hoja del serrucho estén calientes. ¿Qué pasó? En realidad, mientras serruchaba el carpintero, se utilizó cierta cantidad de energía, y parte de ella se usó para vencer la fricción del serrucho en contacto con la madera rugosa. Además, la energía no desapareció sino que se transformó en otra. La energía utilizada para vencer la fricción debida al calor aumenta la temperatura de la hoja del serrucho, es decir, se transforma de energía mecánica en energía térmica.

Actividades

¿Nunca se pierde la energía? ¿Por qué? Comenta con tus compañeros de grupo tus respuestas y entre todos, con ayuda del maestro, obtengan conclusiones. Anótenlas en el pizarrón y en su libreta.

1.2 La materia y los cambios

1.2.1 Estados de agregación

El aire, el agua, las plantas, los minerales, las piedras, los animales, las plantas y todo **cuerpo** que percibimos con los sentidos es materia. La **materia** es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene **masa**. Observa la figura 1.11 y determina qué cosas son materia.

¿La luz o los rayos son materia? La luz (energía electromagnética radiante), la energía eléctrica y otras formas de energía, o el calor, no tienen masa ni ocupan un lugar en el espacio, por lo tanto, no son materia.

La materia la forman partículas como átomos, moléculas, iones, entre otros. Las partículas se atraen unas a otras y están en continuo movimiento. Éste y la fuerza de atracción entre las partículas (cohesión) determinan el tipo de material que forman.



Figura 1.11 *a*) El rayo es una descarga electrostática producida naturalmente durante una tormenta eléctrica. *b*) Se forma un arco iris cuando la luz atraviesa las gotas de lluvia. *c*) Un ave es un ser vivo. *d*) Una escultura de piedra es un ser inanimado.

Las moléculas de cada material o sustancia son iguales y tienen las mismas propiedades, además le confieren a cada material o sustancia sus características distintivas. Por otro lado, la teoría cinético-molecular, nos permite comprender los diferentes estados de agregación molecular en que se presenta la materia: sólido, líquido, gaseoso y plasma, así como la razón de los cambios de estado. Los postulados de esta teoría son los siguientes:

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas moléculas.
- Las partículas que forman la materia están en continuo movimiento, ya que se encuentran a cierta distancia unas de otras porque existen espacios vacíos entre ellas. Se mueven con más facilidad en los gases, un poco menos en los líquidos o sólo vibrando en los sólidos.
- Las partículas se atraen unas a otras porque existe entre ellas una fuerza de atracción llamada cohesión.

De acuerdo con lo anterior, en los gases las partículas tienden a estar muy alejadas y se mueven con gran velocidad en todas direcciones debido a que son nulas las fuerzas de cohesión entre ellas, razón por la cual los gases fluyen y se expanden; en los líquidos las partículas tienden a estar muy cerca, pero se pueden mover entre ellas debido a que presentan menor fuerza de cohesión, es la razón por la cual los líquidos fluyen; y en los sólidos las partículas tienden a permanecer unidas y no se desplazan debido a las fuerzas de cohesión entre ellas (figura 1.12).

En la tabla 1.1 se comparan las características de tres estados físicos de la materia. Investiga y completa la tabla.

Cuarto estado de la materia: plasma

Es el más abundante en la naturaleza y en la mayor parte de la materia del universo visible (estrellas, vientos solares, aurora boreal, ionosfera, nebulosas, materia entre los planetas, etcétera). Se forma de hidrógeno (H_2) y helio (He); se obtiene sólo a temperaturas superiores a un millón de grados centígrados y se parece a un gas; lo forman partículas libres cargadas eléctricamente (iones y electrones) con características propias que lo diferencian del estado gaseoso.

En este estado las moléculas se mueven tan rápido que chocan y se rompen en átomos y fracciones de ellos, por

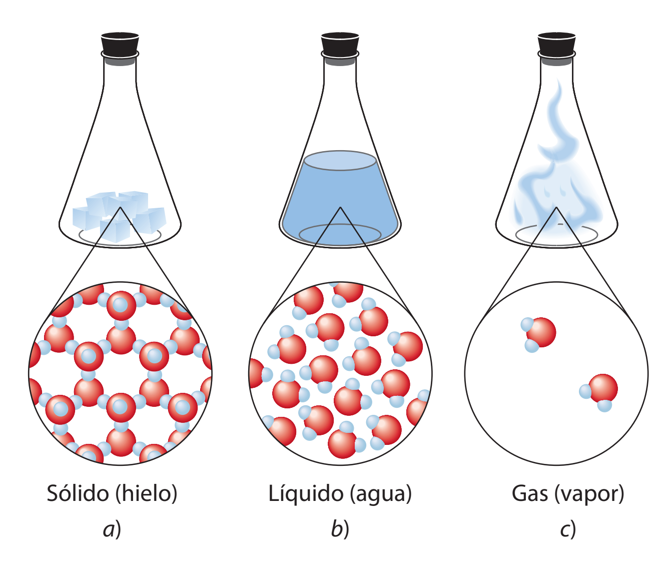


Figura 1.12 *a*) Modelo molecular de un sólido (hielo), *b*) de un líquido (agua) y *c*) de un gas (vapor de agua).

lo cual conducen la electricidad y se ven afectados por los campos magnéticos. La aplicación más importante del plasma es la generación de reacciones nucleares que desprenden mucha energía útil que origina corriente eléctrica; también se utiliza en el interior de los focos de bajo consumo de energía eléctrica (ahorradores) y en las pantallas planas, entre otros usos (figura 1.13).



Figura 1.13 En el plasma las partículas tienden a moverse con gran velocidad y cargadas eléctricamente; además la concentración de partículas negativas y positivas es casi idéntica, por lo que el plasma es eléctricamente neutro y buen conductor de la corriente eléctrica.

Tabla 1.1 Características de tres estados físicos de la materia.

Estados de la materia	Sólidos	Líquidos	Gases*
Volumen			Variable.
Forma	Definida.		
Compresibilidad	Casi incompresibles debido a sus fuerzas de atracción.	Muy poca.	
Expansión		No existe a temperatura constante.	Se expanden, ya que el espacio intramolecular es muy grande, si el medio que los rodea se los permite.
Densidad	Alta.	Mayor que la de los gases.	Baja.
Miscibilidad	Son inmiscibles.	Algunos son miscibles entre sí y otros no.	Alta; debido a ello se mezclan con facilidad.
Difusión	Lenta y con movimiento lento.	Menor que en los gases.	Rápida.
Fluidez		Sí presentan. Algunos líquidos lo hacen más fácilmente que otros debido a la viscosidad.	
Fuerzas de cohesión			
Movimiento	De vibración en sus partículas.	Cinético de sus moléculas.	Cinético de sus moléculas; mayor que en los líquidos.
Energía cinética		Menor que en los gases, pero mayor que las fuerzas intermoleculares.	

* Existen variables que intervienen en los gases: **Presión:** A mayor temperatura, mayor presión y viceversa. **Volumen:** A mayor presión, menor volumen. Por lo tanto, a menor presión, mayor volumen.

Quinto estado de la materia: condensado de Einstein-Bose

Su existencia la predijeron en 1925 los físicos Albert Einstein y Satyendra Nath Bose, quienes afirmaron que si algunas sustancias se enfriaban a las mínimas temperaturas cercanas a –273ºC (cero absoluto), los átomos perderían mucha energía, se frenarían y se integrarían para formar una especie de "gran átomo". En 1995, los físicos Eric Cornell y Carl Weilman lograron reproducir este fenómeno, sometiendo vapores de rubidio (Rb) a complejos tratamientos de láser para alcanzar temperaturas cercanas al cero absoluto (–273ºC) por medio de la condensación de miles de átomos, donde los átomos extremadamente fríos (bosones) se unen para formar un superátomo que se parece a una onda.

El 1997, un equipo de científicos del Instituto Tecnológico de Massachusetts (MIT) creó un dispositivo capaz de producir haces de átomos a partir del condensado de Einstein-Bose, que ha sido nombrado *láser atómico*, que genera grandes expectativas potenciales en las áreas de óptica atómica, mediciones de alta precisión y nanotecnología.

Otras formas del estado sólido

Sólidos cristalinos Algunos sólidos presentan forma cristalina, por ejemplo, el carbono (C), el cuarzo, las piedras preciosas (diamantes y rubíes, entre otras) y la mayoría de los minerales (pirita, grafito y mica, entre otros); todos presentan un arreglo geométrico de sus partículas. Otras sustancias presentan un arreglo cristalino, por ejemplo: hielo, sal, azúcar, rocas, hormigón, ladrillos, huesos, metales, etcétera (figura 1.14).

Sólidos amorfos Sus partículas tienen arreglos irregulares, los cuales forman patrones que se repiten continuamente; ejemplos son la goma, el vidrio y algunos plásticos.

Cambios de estado

Un cuerpo en estado sólido, líquido o gaseoso al que se le aplica calor, eleva su temperatura y aumenta la agitación de sus moléculas. Esto altera las fuerzas de cohesión entre los átomos y provoca un **cambio de fase** (cambio de estado físico de la materia). ¿De qué clase de energía se trata? La disminución de la temperatura produce efectos inversos. Mientras se produce el cambio de estado, la temperatura se mantiene constante. Ahora bien, la cantidad de masa de la sustancia se mantiene constante, pues la suma de las masas de cada fase es igual a la cantidad de masa original.

Fusión Es el paso de una sustancia sólida al estado líquido cuando se le suministra energía; durante este **proceso endotérmico** (que absorbe energía para llevarse a cabo) hay un punto en el que la temperatura permanece constante. Observa en la figura 1.15 el momento en que ocurre el proceso endotérmico.

Solidificación Ésta es inversa a la fusión, es decir, la materia pasa de un estado líquido a sólido por medio del enfriamiento; en este caso la sustancia libera calor mediante un **proceso exotérmico** (que emite energía al realizarse). La

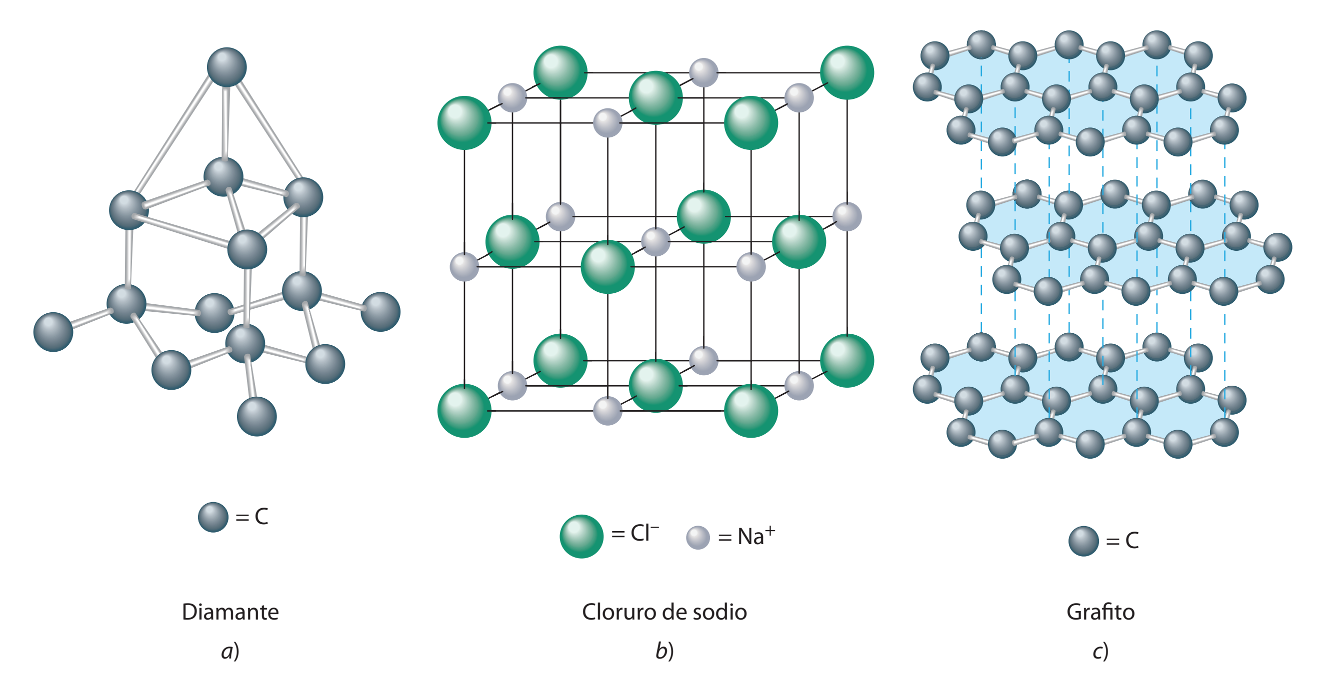


Figura 1.14 *a*) Modelo de una red cristalina de diamante: cada átomo de carbono está enlazado a otros cuatro átomos de carbono. *b*) Modelo de cómo se encuentran las partículas en un cristal de cloruro de sodio (NaCl). *c*) Estructura cristalina del grafito.

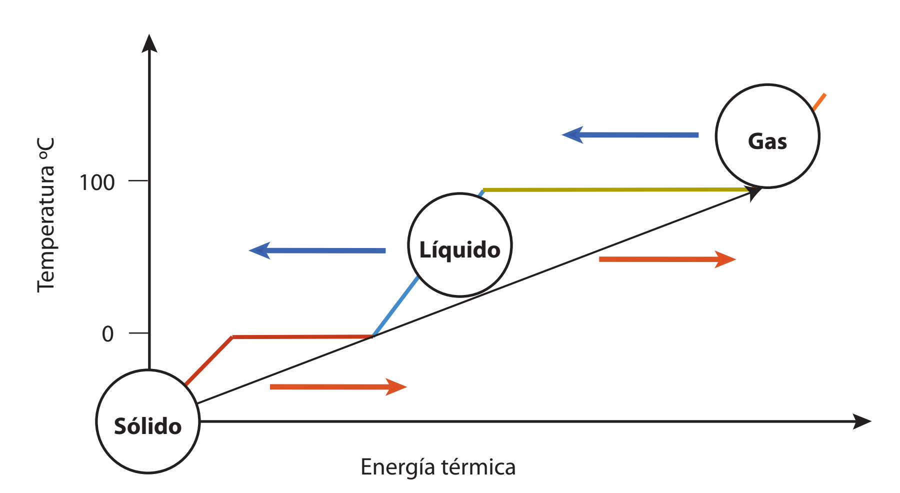


Figura 1.15 Cambios de estado físico en la materia. El agua, dependiendo de la temperatura, presenta los tres estados de agregación: hielo, agua líquida y vapor.

cantidad de calor que libera la sustancia para solidificarse es la misma que requiere para fundirse. El punto de solidificación o congelación es la temperatura a la cual el líquido se solidifica y permanece constante durante el cambio; su valor también es específico para cada sustancia. Observa en la figura 1.15 el momento en que suceden el proceso exotérmico y cada cambio de fase.

Evaporación Ésta es el paso del estado líquido al gaseoso (sin que el líquido alcance la temperatura de ebullición), que ocurre frecuentemente en la superficie de los líquidos cuando están expuestos al calor.

Ebullición Este cambio se produce rápidamente y afecta toda la masa de un líquido. Es el paso del estado líquido al gaseoso mediante calentamiento. La temperatura no varía mientras el líquido ebulle (hierve), aunque se siga suministrando energía.

Condensación Consiste en el paso del estado gaseoso al líquido debido al enfriamiento; la temperatura se mantiene constante durante el cambio y se denomina punto de condensación. Cuando se usa una sobrepresión elevada para forzar la transición, el proceso se denomina *licuefacción*.

Sublimación Cambio del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido, y viceversa, debido al calentamiento que genera una fuente de energía; algunas sustancias que se subliman son el yodo, la naftalina y el hielo seco (CO_2 sólido).

1.2.2 Clasificación de la materia

Todos los materiales tienen algo en común: los forman materiales más simples denominados elementos.

Sustancias puras: elementos y compuestos

En el transcurso del tiempo, los científicos han organizado, clasificado y descrito la materia de diversas maneras, según de que está hecha o de su comportamiento. Si la materia tiene la misma composición y propiedades se llama **sustancia**, por ejemplo, una barra de hierro, una hoja de aluminio, el vinagre o el agua.

Una de las más importantes clasificaciones divide la materia en sustancias puras (elementos y compuestos) y mezclas. Una **sustancia pura** no presenta contaminación de otra sustancia y tiene propiedades físicas y químicas bien determinadas, ya que todas sus partículas son iguales, con una composición definida y constante, y no pueden obtenerse otras sustancias a partir de ellas mediante métodos físicos. Las sustancias puras se clasifican en elementos y compuestos.

Un **elemento** lo forman átomos del mismo tipo y no puede descomponerse por medios químicos en otra sustancia más sencilla. Son elementos el azufre, el aluminio o el hierro, entre muchos otros.

Un **compuesto** es la combinación de dos o más elementos en proporciones constantes y definidas. Con intervención de energía, los elementos dan origen a una nueva sustancia, con propiedades diferentes de las que le dieron origen, y sus componentes no pueden separarse por medios físicos (figura 1.16).

Mezclas: homogéneas y heterogéneas

La mayor parte de la materia que nos rodea existe como mezclas. Una **mezcla** es la unión de dos o más sustancias puras en proporciones variables, cuyos componentes conservan sus propiedades físicas y químicas originales; sus componentes se pueden separar fácilmente empleando medios físicos. Las mezclas se dividen en dos grandes grupos: homogéneas y heterogéneas, y sus componentes se pueden separar fácilmente empleando medios físicos.

Mezclas homogéneas Los componentes de estas mezclas están distribuidos uniformemente en una sola fase, por lo que no se distinguen las partículas que las forman. El petró-



Figura 1.16 Compuestos como el cloruro de sodio (NaCl) o sal común son diferentes de los elementos que les dieron origen.

leo es una mezcla de hidrocarburos, el aire es una mezcla de gases y el agua de mar es una mezcla de agua (H_2O), cloruro de sodio (NaCl) y otras sales minerales. Las mezclas homogéneas líquidas también se llaman disoluciones (figura 1.17).



Figura 1.17 El aire y el agua de mar son mezclas homogéneas.

Mezclas heterogéneas Sus componentes no se distribuyen uniformemente y se distinguen con facilidad; se encuentran en dos o tres fases. Por ejemplo, la emulsión es una mezcla de agua con aceite, y al agitarla éste se fracciona en gotas pequeñas que quedan suspendidas en el agua; cuando cesa la agitación, las dos sustancias se separan de nuevo: el aceite queda arriba y el agua abajo. Otros ejemplos son las mezclas de agua y arena, el jugo fresco (mezcla de jugo y pulpa) o una rica ensalada mixta (figura 1.18).

Escribe en tu libreta otros ejemplos de mezclas heterogéneas.

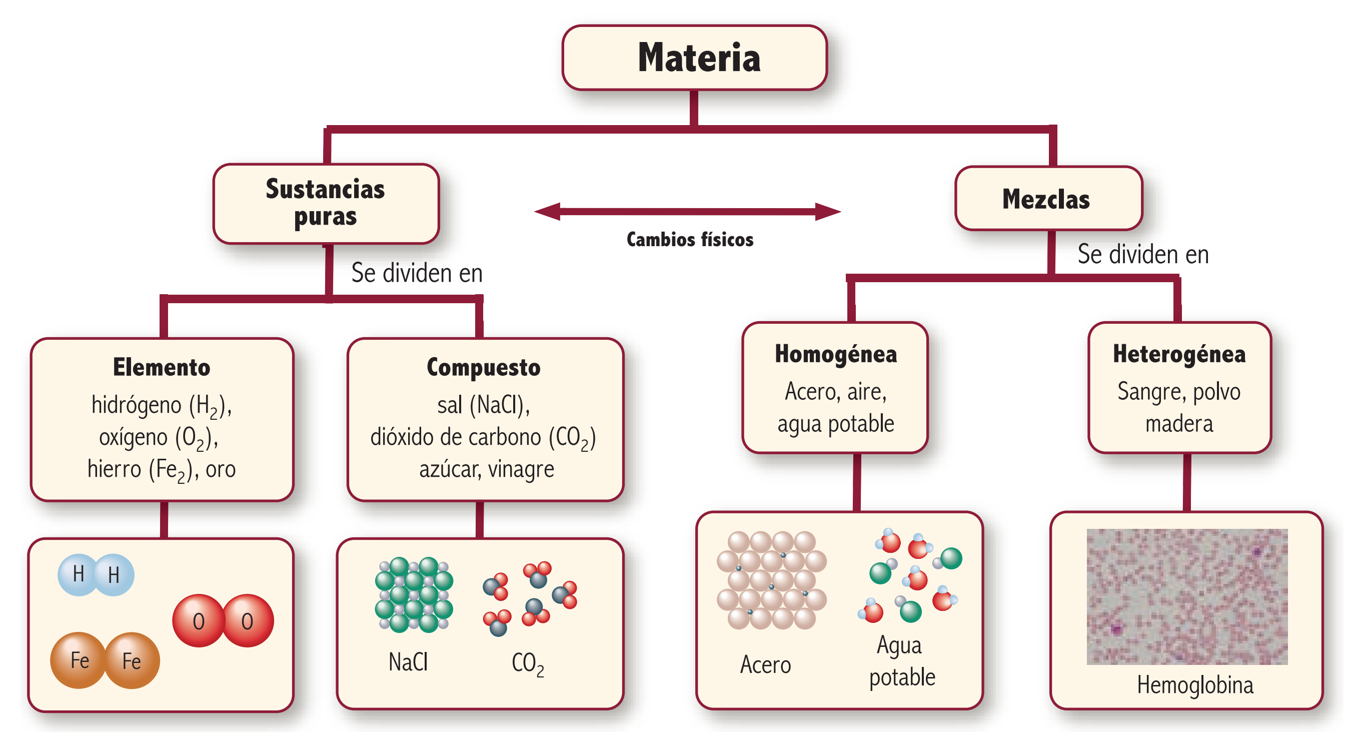


Figura 1.18 Clasificación de la materia.

Actividades

Investiga y elabora un informe con al menos seis métodos de separación de mezclas; ilústralos. Anota la importancia de estos métodos en la vida diaria y en la industria.

- Centrifugación
- Cromatografía
- Filtración
- Decantación
- Destilación sencilla
- Destilación fraccionada
- Extracción
- Separación magnética (imantación)
- Evaporación
- Levigación
- Tamización
- Cristalización

Práctica de laboratorio

Identificación y separación de compuestos

Objetivo

Identificar mezclas y el estado de agregación de sus componentes, además de utilizar y reconocer diferentes métodos de separación de mezclas empleados en la vida diaria.

Material

Mezcla de arena, agua, sal, limadura de hierro y piedras; vidrio de reloj, balanza, dos vasos de precipitado, mechero, trípode, tela de asbesto, embudo, papel filtro, alcohol, acetona, rotulador, colador, imán.

Hipótesis

- ¿Cómo puedes saber de qué tipo de mezcla se trata?
- ¿Cómo se puede determinar qué tipo de técnica se usará para separar una mezcla y por qué?
- ¿Cómo se pueden separar los colores de una tinta, marcador o pluma de color negro? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. Observa los materiales; anota sus características y clasifica de qué tipo de mezcla se trata.

2. Separación de una mezcla de arena, limadura de hierro, piedra y sal.

a) Pasa la mezcla por un colador y anota tus observaciones.

b) Toma el imán y separa toda la limadura de hierro de la mezcla que colaste.

c) La mezcla que queda, colócala en un vaso de precipitado y añade agua.

d) Agita la mezcla y déjala reposar. Comprueba si se disolvió la sal. Si no sucedió, agita de nuevo la mezcla y, en caso necesario, agrega más agua.

e) A través del papel filtro previamente colocado en un embudo, filtra la mezcla. Recoge toda la disolución de sal en un vaso de precipitado limpio.

f) Coloca el trípode y cúbrelo con la tela de asbesto. Encima coloca el vaso de precipitados con la mezcla y enciende el mechero. Calienta la mezcla hasta que se haya evaporado todo el líquido. Anota todas tus observaciones.

3. Separación de los componentes de diferentes tintas de un marcador.

a) Dibuja una línea con el marcador a 2 cm de uno de los extremos de una tira de papel filtro.

b) Coloca en un vaso de precipitado una mezcla de acetona, agua y alcohol en partes iguales, hasta una altura de 2 cm.

c) Introduce 1 cm el extremo de la tira de papel dentro de la mezcla del vaso. Anota tus observaciones.

Limpieza y manejo de residuos

A. Atiendan las indicaciones del profesor sobre qué hacer con los residuos químicos y las disoluciones.

B. Limpien primero todos los materiales con agua, enseguida lávenlos con mucho cuidado y devuelvan todo el equipo de laboratorio según indique el profesor.

Análisis

1. ¿Qué características tienen los materiales con los cuales trabajaron?

2. ¿Cómo pueden determinar si se trata de una sustancia pura, un compuesto o una mezcla basada en cambios físicos y químicos?

3. Con respecto a la separación de la mezcla de arena, limadura de hierro, piedra y sal:

a) Indica qué tipo de mezcla es. Justifica tu respuesta.

b) ¿Cuántos métodos de separación de mezclas se utilizaron y por qué?

c) ¿Por qué fue necesario usar tantas técnicas de separación de mezclas? Justifica tu respuesta.

d) Compara el resultado final del primer experimento con el de otros compañeros y describe las diferencias que encuentres. ¿A qué crees que se deba esto?

e) Compara tus resultados con la hipótesis 1.

4. Con respecto a la separación de los componentes de diferentes tintas de un marcador:

Registra tus observaciones en una tabla de datos.

a) ¿Cuántos colorantes distintos puedes identificar?

b) ¿Por qué se pueden observar diferentes colores en distintos sitios del papel?

c) Mide en la tira la distancia recorrida desde la marca original hasta el punto más alejado del recorrido del color, y anótalo en la tabla de datos.

d) Compara con tus compañeros tus resultados y describe las diferencias que encuentren.

e) Compara tus resultados con la hipótesis 2.

Compara tus hipótesis

- Explica qué sucedió en los dos experimentos.
- Compara tus resultados con las hipótesis iniciales.

Aplicación

- Indica cómo puedes diferenciar un elemento de un compuesto o una mezcla.
- Explica con base en qué se escogen los métodos de separación de mezclas en los procesos industriales.
- Con base en los resultados obtenidos, explica qué les sucede a las hojas durante la estación de otoño.

Conclusión

- Con ayuda del maestro, comenten y analicen con los compañeros sus respuestas y, entre todos, anoten una conclusión final sobre la importancia de utilizar y reconocer los métodos de separación de mezclas utilizados en la vida diaria, los cuales se anotarán en el pizarrón y en su cuaderno.
- Elaboren un mapa conceptual donde muestren los diferentes métodos de separación de mezclas.

1.2.3 Composición de la materia: átomos y moléculas

Como ya sabes, la materia se compone de átomos y moléculas, que son las unidades básicas de un compuesto.

Los primeros registros sobre la constitución de la materia pertenecen a filósofos hindúes de la antigüedad, quienes se empezaron a preguntar de qué estaba hecha la materia; de igual forma, lo hicieron los antiguos chinos, filósofos griegos como Aristóteles e incluso científicos como Antoine Laurent Lavoisier o el mismo Isaac Newton.

Hasta 1803, **John Dalton** (1766-1844) consideró que si la materia fuera continua, no existiría razón para que los elementos no pudieran unirse en cualquier proporción, pero esto no ocurría porque algunos elementos reaccionaban con otros en proporciones fijas y determinadas. En cambio, si existieran los átomos de Demócrito (460-370 a.C.), quien pensaba que los átomos son indivisibles, y que sólo pueden distinguirse por su forma, tamaño y color, tal vez cada elemento químico poseyera átomos iguales entre sí, pero diferentes de otros elementos químicos. Y así, un átomo de un elemento podría unirse con uno, dos o tres átomos de otro elemento, pero no en cualquier proporción. En consecuencia, elementos diferentes estarían compuestos por átomos diferentes; asimismo, los átomos de hidrógeno, iguales entre sí, son diferentes a los de cloro. La masa de los átomos de un elemento difiere de la de los átomos de otro elemento.

Dalton desarrolló el primer modelo atómico, el cual tuvo sus bases en la ley de conservación de la materia. Desde su punto de vista, los átomos eran partículas de materia. Además, a partir de 1808 definió su modelo del átomo y para que su teoría se comprendiera mejor, también propuso un sistema de símbolos para representar los átomos de cada elemento.

Después de Dalton, varios científicos estudiaron el átomo y plantearon diferentes modelos para explicar su estructura.[2]

Actividades

Investiga y anota en tu cuaderno en qué consistían los diferentes modelos atómicos propuestos por los científicos listados, en qué año hicieron su propuesta y la representación gráfica de la misma: *a*) John Dalton, *b*) Joseph John Thomson, *c*) Max Planck, *d*) Ernest Rutherford, *e*) Niels Bohr, *f*) James Chadwick, *g*) Arnold Sommerfeld, *h*) Louis de Broglie, *i*) Werner K. Heisenberg y *j*) Josef Schrödinger.

[2] Se sugiere la proyección de los siguientes videos: Colección: el Mundo de la Química, ILCE, México. *La medición, modelo de lo desconocido. Estados de la materia. El átomo*. Colección Universo mecánico: *El átomo. Partículas y ondas. De átomos a quarks. La mecánica cuántica*.

Símbolos de los elementos

En 1808 Dalton desarrolló un sistema práctico para representar los elementos por medio de figuras, pero en 1814, Jöns Jacob Berzelius, químico sueco, ideó un sistema más sencillo utilizando la primera letra mayúscula del nombre del elemento como símbolo; por ejemplo: oxígeno, O; carbono, C e hidrógeno, H. Sin embargo, como existen varios elementos cuyo nombre empieza con la misma letra, Berzelius determinó usar dos letras, la primera mayúscula y la segunda minúscula. Así, al carbono, cloro y calcio se les representaría con los símbolos C, Cl y Ca, respectivamente.

Los símbolos de algunos elementos que utilizamos hoy están relacionados con sus nombres en latín o griego; por ejemplo: plata, Ag; cobre, Cu; hierro, Fe; oro, Au; potasio, K y sodio, Na, ya que sus nombres se originan de los términos latinos *Argentum*, *Cuprum*, *Ferrum*, *Aurum*, *Kalium* y *Natrium*.

Fórmulas químicas de los elementos

El átomo de un elemento metálico se representa utilizando su símbolo; por ejemplo, Li, Na, K y Au (litio, sodio, potasio y oro).

La molécula de algunos no metales se representa mediante su símbolo acompañado de un subíndice que representa el número de átomos que forman la molécula; así, tenemos: H_2, Cl_2, O_2, F_2 e I_2 (hidrógeno, cloro, oxígeno, flúor y iodo). Si el subíndice es 1, no se escribe. El símbolo representa un átomo del elemento.

Al número situado antes del símbolo se le llama coeficiente, e indica el número de átomos: 5Li corresponde a 5 átomos de litio; 8C corresponde a 8 átomos de carbono.

Fórmulas químicas de los compuestos

En química las fórmulas se utilizan para identificar los compuestos. Una fórmula indica los átomos que forman el compuesto y la mínima porción a la que están unidos esos átomos, que en muchas ocasiones corresponde a la estructura de la molécula.

Si los átomos son iguales entre sí, representan la molécula de un elemento, pero si son diferentes, representan un compuesto.

Algunos símbolos incluyen subíndices, que se colocan a su derecha e indican el número de átomos de cada elemento que forma el compuesto. Cuando se antepone un número a la fórmula, al que se llama coeficiente, indica el número de moléculas que tiene el compuesto; cuando el subíndice es 1, no se escribe. Completa la tabla 1.2.

Clasificación de las moléculas por el número de átomos

Una **molécula** es la cantidad mínima de una sustancia (compuestos y algunos elementos) que conserva sus propiedades. La **atomicidad** indica el número de átomos que contiene la molécula de un elemento o compuesto. Completa la tabla 1.3.

Se dice que una molécula es *poliatómica* si tiene varios átomos (triatómicas, tetraatómicas, pentaatómicas, entre otras).

Tabla 1.2 Composición de algunas moléculas.

Compuesto	Fórmula	Número de moléculas	Constituido por	Compuesto	Fórmula	Número de moléculas	Constituido por
Agua	H_2O	1	2 átomos de hidrógeno (H) 1 átomo de oxígeno (O)	Ácido sulfúrico	$2H_2SO_4$		
Trióxido de azufre	SO_3				$3HNO_3$		
Dióxido de carbono	CO_2			Hidróxido de calcio	$5Ca(OH)_2$		
	3CO			Hipoclorito de calcio	$Ca(ClO)_2$		

Tabla 1.3 Atomicidad de las moléculas.

Fórmula	Atomicidad	Número de átomos	Representación	Fórmula	Atomicidad	Número de átomos	Representación
H_2	1 molécula diatómica de hidrógeno	2 átomos de hidrógeno		$FeCl_3$			
NO					1 molécula pentaatómica de hidróxido de calcio.		
H_2O				N_2O_3	1 molécula de trióxido de dinitrógeno, óxido de nitrógeno III o anhídrido nitroso.		
CO_2	1 molécula triatómica de dióxido de carbono				1 molécula heptaatómica de ácido sulfúrico.		
	1 molécula tetraatómica de amoniaco						

1.2.4 Partículas subatómicas

Diferentes físicos empezaron a estudiar los átomos (figura 1.19) y comenzaron a pensar en la existencia de partículas más pequeñas, que aparentemente formaban parte de ellos y podían separarse de forma espontánea o mediante dispositivos adecuados. Más tarde se concluyó que la estructura de todos los elementos podía explicarse con la existencia de sólo tres partículas elementales: protón, neutrón y electrón.

Número atómico, número de masa, masa atómica e isótopos

Los átomos se forman de protones y neutrones que se encuentran en el núcleo, cargado éste positivamente, de pequeño tamaño, y rodeado de una nube de electrones.

El número de protones es igual al número de electrones que rodea al núcleo y siempre es un número entero, llamado **número atómico**; se designa con la letra ***Z***.

Actividades

1. Formen equipos, investiguen y elaboren una historieta, un documental o un sociodrama donde representen el descubrimiento del electrón, protón y neutrón.

2. Completen la siguiente tabla:

Partículas	Descubridor	Símbolo	Masa	Carga	Ubicación
Protón			1		
Neutrón			1		
Electrón			0.0005		

Descubrimiento del electrón

A finales del año 1875, el físico inglés William Crookes (1832-1919) realizó tres experimentos.

Primero estudió un tubo de vidrio sellado sin aire, el cual tenía en los extremos dos discos metálicos conectados, respectivamente, a una terminal positiva y a otra negativa. Cuando las terminales se conectaban a una batería, se formó un haz verdoso en el extremo negativo del tubo que se desplazó gradualmente hacia el extremo negativo.

En otro experimento, observó que un objeto colocado en la trayectoria del brillo proyectaba una sombra en el otro extremo, lo que indicaba que el haz era resultado de ondas o partículas que se proyectaban en línea recta, las cuales se detenían al encontrarse con el objeto. ¿Con base en esta experiencia, qué concluyó Crookes acerca del haz de luz verde?

Por último, observó que cuando se acercaba un imán al tubo, el haz de luz se desviaba hacia el polo del imán. ¿Qué puedes concluir sobre la constitución de los rayos catódicos?

Figura 1.19 Descubrimiento del electrón.

Número atómico = ***Z*** = Número de protones = Número de electrones

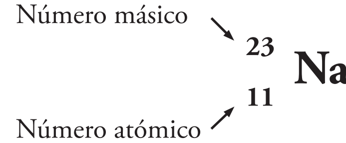
Por ejemplo, el número atómico del oxígeno es 8 porque el átomo de este elemento tiene 8 protones. El átomo del cloro tiene 17 protones, por lo tanto, su número atómico es 17. Cada elemento tiene un número atómico exclusivo.

El **número de masa** o **número másico** se calcula sumando el número total de protones y neutrones que contiene el núcleo del átomo; se representa con la letra **A** y no tiene unidades. Por ejemplo, como el sodio tiene un número atómico de 11 protones y 12 neutrones:

Número de masa = A = número de protones + número de neutrones,

donde

A = número atómico + número de neutrones
$A = 11 + 12 = 23$



El número de neutrones de un elemento químico lo podrías calcular al obtener la diferencia entre el número de masa y el número atómico, es decir, $A - Z$.

Gran parte de los elementos tienen dos o más **isótopos** (átomos con un mismo número atómico pero diferente masa atómica). La **masa atómica** es la masa promedio de los isótopos de un elemento y se relaciona con su número de protones, electrones y neutrones. Su unidad es la unidad de masa atómica representada con la letra **u** y definida como $^1/_{12}$ de la masa de un átomo de carbono 12. No todos los elementos tienen la misma masa.

En los elementos presentes en la naturaleza, la abundancia de sus isótopos se denomina abundancia isotópica natural. La masa atómica es el promedio de las masas de los isótopos naturales de un elemento. Por ejemplo, el carbono 12 (con 6 $p^{(+)}$ y 6$n^{(-)}$) tiene una masa de 12 u y lo usamos como referencia de comparación. El carbono posee dos isótopos, el más abundante tiene el número másico 12. El otro isótopo se llama carbono 13. Se representan así:

$$^{12}_{6}C \quad ^{13}_{6}C$$

La diferencia entre dos isótopos de un elemento corresponde al número de neutrones en el núcleo; por ejemplo, el cloro tiene un número atómico de 17 y masa atómica de 35.453; es decir, la mayor parte de sus átomos tiene 17 protones y 18 neutrones, mientras que en menor proporción existen átomos de cloro con 17 protones y 20 neutrones. El promedio de las masas atómicas de sus isótopos es de 35.453 u.

La mayor parte de la masa de un átomo se encuentra en el núcleo; las masas de los neutrones y protones equivalen aproximadamente a unas 2 000 veces la masa de un electrón.

Actividades

1. Consulta la tabla periódica y completa los espacios en blanco.

Número atómico	Elemento	Símbolo	Electrones	Protones	Neutrones
	Hidrógeno		1		
	Litio		3		
	Carbono		6		
	Oxígeno		8		
	Sodio		11		
	Aluminio		13		
	Fósforo		15		
	Azufre		16		
	Cloro		17		
	Hierro		26		

2. Investiga cuántos isótopos tienen el hidrógeno, el uranio y el potasio, sus números másicos y sus números atómico y de neutrones, si lo tienen.
3. Explica la diferencia entre el número y la masa atómicos.

Importancia de los isótopos radiactivos En general, las propiedades químicas de un elemento las determinan los protones y electrones de sus átomos. Los isótopos se comportan químicamente igual. El comportamiento químico lo determina el número de electrones del átomo, en una reacción química o en la conducción eléctrica.

Los isótopos pueden ser estables o inestables, según si se desintegran espontáneamente emitiendo una fuerte radiación; en este caso se les llama **isótopos radiactivos** o **radioisótopos**. Este tipo de isótopos se utilizan mucho en el campo médico y la industria. Las radiaciones de los isótopos radiactivos dañan las células de los seres vivos, por lo que al trabajar con ellos se debe utilizar protección adecuada para reducir el riesgo de tumores malignos o mutaciones genéticas.

Actividades

1. Formen equipos, investiguen y elaboren un informe de las siguientes aplicaciones, y explíquenlas: quimioterapia, radiología, esterilización, protección de las obras de arte, elaboración de materiales, radiografía industrial X o G, detectores de fugas e indicadores de nivel, detectores de incendios, pinturas luminiscentes, suministro de energía de los satélites y producción de electricidad. Ilustren sus trabajos o elaboren modelos.
2. Investiguen qué sucede actualmente con el manejo de los residuos radiactivos, así como las medidas de seguridad y protección de instalaciones, trabajadores y medio ambiente.
3. Comenten y debatan en equipo la importancia y relación entre el trabajo con isótopos radiactivos y las medidas de protección y seguridad.
4. Entre todo el grupo obtengan una conclusión general sobre el trabajo realizado; escríbanla en el pizarrón y en su cuaderno.

1.2.5 Propiedades físicas y cambios físicos

Toda la materia tiene cualidades características que permiten identificarla. Las **propiedades físicas** que dependen de la materia en sí, se llaman *extensivas*; por otro lado, las propiedades *intensivas* son independientes de la cantidad de materia (figura 1.20).

Los **cambios físicos** de un cuerpo no alteran su composición química. En tu cuaderno, da cinco ejemplos de propiedades físicas y tres ejemplos de cambios físicos.

Todos los cuerpos presentan **propiedades físicas extensivas** comunes que dependen de la materia, porque las identifican sin alterar su composición:

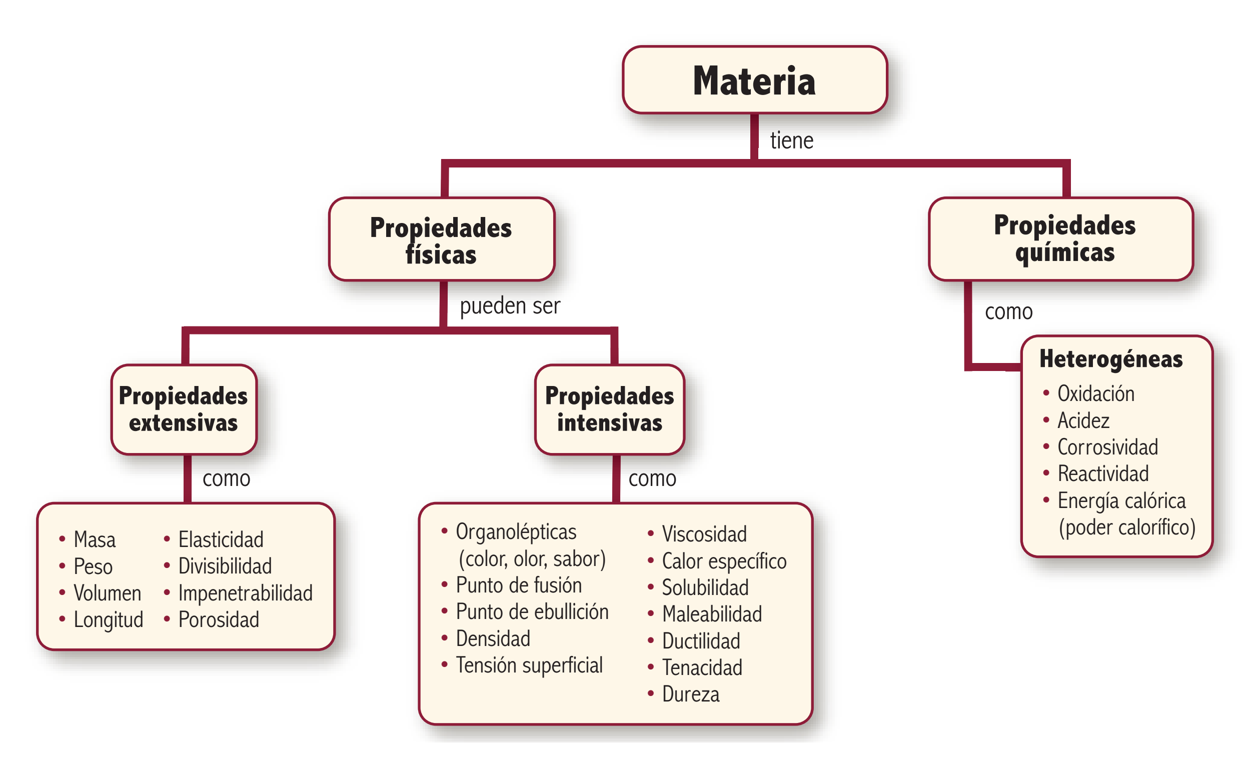


Figura 1.20 Propiedades físicas y químicas de la materia.

Masa Es la cantidad de materia que posee un cuerpo, o la cuantificación de su **inercia** (tendencia a permanecer en reposo si se encuentra inmóvil, o a continuar moviéndose si se halla en movimiento). Las unidades de la masa en el Sistema Internacional de Unidades (SI) son: gramos (g) y kilogramos (kg) (figura 1.21).

Un objeto es más masivo mientras mayor masa posee. Si tienes una pelota de béisbol y otra de esponja de igual tamaño, ¿cuál es más masiva?



Figura 1.21 La balanza se utiliza para determinar la masa de los cuerpos.

Peso Es la medida de la fuerza de gravedad que ejerce un cuerpo sobre un objeto, y puede cambiar según donde se halle el objeto; se mide en newtons (N).

Volumen o extensión Espacio que ocupa la cantidad de materia de un cuerpo. La unidad de volumen en el SI es el metro cúbico (m^3).

Longitud Distancia entre dos puntos. Su unidad de medida en el SI es el metro (m).

Elasticidad Ésta se presenta cuando una fuerza actúa sobre un objeto y lo deforma; al cesar la fuerza el objeto regresa a su forma original. La elasticidad tiene un límite; cuando éste se rebasa, el cuerpo pierde su condición elástica, e incluso puede romperse.

Impenetrabilidad Resistencia que presenta un cuerpo a que otro ocupe su lugar al mismo tiempo (figura 1.22).

Divisibilidad Característica que presenta un objeto cuando se divide en partes cada vez más pequeñas, hasta llegar a porciones diminutas, como cuando se pulveriza un trozo de sal en partículas.

Porosidad Capacidad de dejarse atravesar por ciertas sustancias, debido a los huecos que presenta en su estructura; por ejemplo, el agua en una esponja.

Ahora bien, las **propiedades específicas o intensivas** permiten identificar unas sustancias de otras, y su valor es independiente de la cantidad de materia que posean:

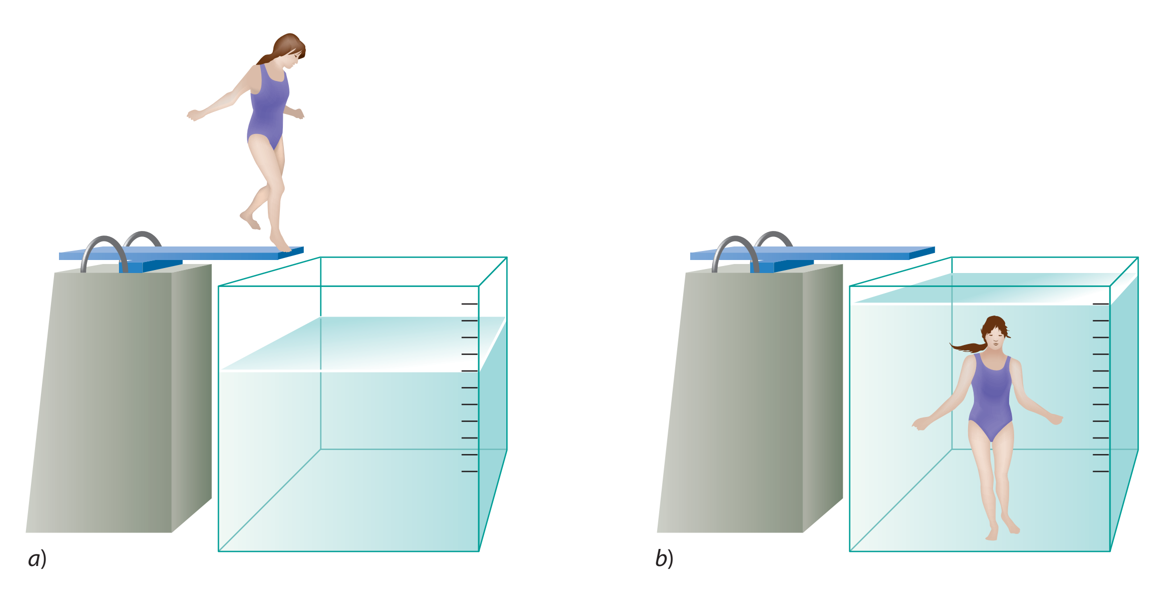


Figura 1.22 Cuando sumergimos un objeto en un líquido, se desplaza un volumen de líquido igual al volumen del objeto, pues el líquido no puede penetrar este sólido.

Color Se refiere a las diferentes longitudes de onda de un haz de luz blanca refractadas por el objeto a diferentes distancias debidas a pequeñas variaciones.

Temperatura de fusión Temperatura a la cual el sólido cambia de estado a una presión atmosférica normal —las condiciones normales de temperatura y presión son 298 K (25ºC) a 273 K (0°C), y una presión de 1 atmósfera, que equivale a 760 mm de Hg. Cada sustancia tiene un punto de fusión diferente.

Temperatura de ebullición Temperatura a la cual un líquido hierve; la temperatura permanece constante hasta que el líquido se haya evaporado.

Viscosidad Resistencia de un líquido a fluir. La viscosidad depende de las fuerzas de cohesión entre las moléculas de un líquido; a mayor cohesión, mayor viscosidad. La temperatura del líquido es un factor que afecta la intensidad de esta fuerza, pues cuando un líquido está frío, sus moléculas tienen menos energía cinética y permanecen más juntas.

Densidad Relación que se establece entre la masa y el volumen de un cuerpo. Se define como la masa contenida en una unidad de volumen:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} = \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \rho$$

donde la letra griega ρ (*rho*) representa la densidad.

La temperatura es un factor que altera la densidad de las sustancias.

A mayor temperatura → Mayor volumen → Menor densidad

A menor temperatura → Menor volumen → Mayor densidad

Actividades

1. Formen equipos, investiguen y expliquen las siguientes propiedades intensivas: calor específico, maleabilidad, ductilidad, tenacidad, tensión superficial, dureza, brillo, conductividad e índice de refracción. Ilustren sus trabajos o elaboren modelos.
2. Comenten y debatan en equipo la importancia de conocer y comprender las propiedades extensivas e intensivas de la materia. Anoten sus conclusiones y compártanlas con el grupo.

1.2.6 Propiedades químicas y cambios químicos

Las propiedades químicas dependen del comportamiento de la materia en presencia de otro elemento. Los **cambios químicos** modifican la estructura química de la materia, es decir, cambian la composición de la sustancia, lo que da como resultado otra u otras sustancias diferentes porque ocurrió una reacción química. Cuando suceden estos cambios, en la reacción se absorbe o libera energía en forma de calor (poder calórico); si se libera suficiente calor puede emitirse luz, como sucede durante la combustión (figura 1.23).

Cuando se oscurece una manzana o un plátano, está en curso una reacción química de oxidación, pues la estructura interna de los frutos cambió y es imposible volverlos a su estado inicial. Por otro lado, si colocaras una placa de platino a la intemperie, este elemento no reaccionaría con el oxígeno a temperatura ambiente. La falta de reactividad de una sustancia es otra propiedad química. En la naturaleza



Figura 1.23 Al reaccionar el carbono (C) con el oxígeno (O) del aire, se produce una reacción química que produce dióxido de carbono (CO_2).

se producen la mayoría de los cambios químicos, como la fotosíntesis, la combustión, la putrefacción, la digestión de los alimentos, la oxidación o corrosión de la mayoría de los metales y la fermentación del yogur, entre otros.

Escribe en tu cuaderno cinco ejemplos más de cambios químicos que conozcas.

1.2.7 Ley de la conservación de la materia

Desde el inicio de sus investigaciones químicas, Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) reconoció la importancia de las mediciones precisas, y en 1783, confirmó mediante experimentos la Ley de la conservación de la materia, la que expresó así:

> "En toda reacción química la masa de las sustancias que reaccionan es igual a la masa de los productos formados".

Actualmente, la ley de la conservación de la materia se enuncia como:

> "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma".

Para saber más

Lomonosov

En 1756, el ruso Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1765) llegó a la misma conclusión que Lavoisier a través de sus experimentos, pero debido a que casi no se le conocía fuera de Rusia y a lo difícil de la traducción en su tiempo, no se llegó a conocer su trabajo en esta área.

Por ejemplo, en la combinación química de 12 g de carbono con 32 g de oxígeno se forman 44 g de dióxido de carbono. Así, se suman las masas de los elementos que forman el CO_2 (figura 1.24).

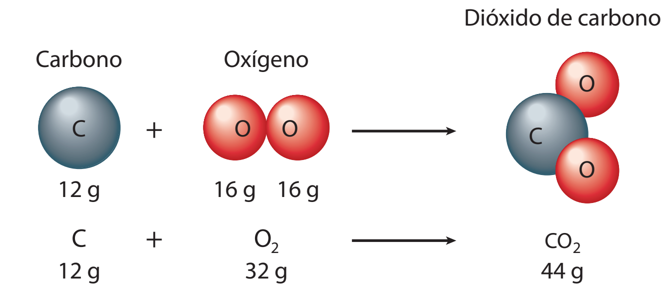


Figura 1.24 La suma de las masas de los elementos que forman un compuesto es igual a la suma de la masa del compuesto.

Observa que en la reacción química la masa de los reactivos (44 g) es igual a la masa de los productos de la reacción (44 g).

Cuando en la industria se analiza un proceso o se diseña uno nuevo, se debe considerar una serie de limitaciones impuestas por la naturaleza, y tomar como base la ley de la conservación de la materia a la entrada y salida de sustancias en cada paso del proceso.

Actividades

1. Formen equipos e investiguen alguno de los siguiente temas. Explíquenlos. Ilustren sus trabajos o elaboren modelos:
   a) Analicen diferentes situaciones cotidianas en términos de intercambios de energía, por ejemplo, el calentamiento y ebullición de agua, el enfriamiento de una bebida con cubos de hielo, el funcionamiento de un motor y de un generador eléctrico.
   b) Investiguen diferentes situaciones y procesos que muestren el intercambio de energía, donde pueda concluirse que la energía se conserva.
   c) Investiguen diferentes situaciones y procesos sobre las expresiones de generación, pérdidas o ahorro de energía.
2. Comenten y analicen en el grupo la importancia de conocer y comprender la importancia de la aplicación de la ley de la conservación de la masa y la energía en la vida cotidiana y en la industria.
3. Elaboren entre todo el grupo una conclusión general sobre el trabajo realizado y escríbanla en su cuaderno.

1.2.8 La energía y las reacciones químicas

En todos los cambios químicos ocurre un cambio de energía. Cuando enciendes una vela hay cambios de energía, como el de energía química a energía radiante. La energía es la capacidad para producir un trabajo, y trabajo hay cuando algo se mueve. Los átomos y las moléculas también se mueven y realizan un trabajo que produce energía. Algunas veces

es sencillo advertirlo: cuando quemas un pedazo de carbón (C), al combinarse con el oxígeno (O_2) del aire, se produce una flama brillante (energía que se libera en forma de luz y calor), debido a la oxidación del carbón. Como producto de esta reacción química se tiene dióxido de carbono (CO_2) y agua; es decir, se produce un cambio químico. Las reacciones químicas que liberan energía en forma de luz, calor o sonido se llaman **exotérmicas**. La energía liberada o suministrada en una reacción se mide en calorías o kilocalorías por mol o por gramo. Una caloría equivale a la cantidad de calor que se requiere para que un gramo de agua aumente su temperatura 1°C, por ejemplo, de 14 a 15°C.

Un ejemplo de reacción exotérmica es la mezcla de cloro y sodio para obtener cloruro de sodio (sal de mesa). Esta reacción produce 411 kJ de energía por cada mol de sal producida.

$$Na_{(s)} + 0.5\ Cl_{2(s)} \rightarrow NaCl_{(s)}$$

Las reacciones exotérmicas se utilizan todo el tiempo. Cuando encendemos un cerillo provocamos una reacción exotérmica que provee luz y calor. Una reacción exotérmica entre gasolina y aire produce energía que hace trabajar el motor de un coche. La idea es atrapar la mayor parte de la energía liberada en las reacciones exotérmicas y darle un buen uso, controlándola de alguna manera.

Según hemos estudiado, las reacciones químicas que liberan energía son exotérmicas. También existen reacciones que absorben energía, es decir, toman la energía del lugar donde acontecen y se llaman **reacciones endotérmicas**.

Si disolvieras nitrato de amonio en agua y tomaras la temperatura de la reacción, ésta bajaría debido a que la energía térmica se toma del medio ambiente circundante. Cuando preparamos pan, a la masa le agregamos bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y se mete al horno caliente; el bicarbonato absorberá la energía térmica y al combinarse dará como resultado dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y carbonato de sodio (Na_2CO_3). El bicarbonato y el vapor de agua hacen que el pan se esponje.

Sin embargo, tal vez la reacción endotérmica más importante es la que sucede en la fotosíntesis. En este proceso las plantas verdes realizan una transformación maravillosa: las sustancias inorgánicas que absorben por medio de sus raíces (agua y sales minerales) y sus hojas (dióxido de carbono, CO_2) se combinan en forma tal que, mediante un proceso de síntesis, elaboran sustancias orgánicas como glucosa, almidones, grasas, aceites y prótidos o proteínas. El oxígeno se libera como producto de las reacciones. Esta reacción se manifiesta de la siguiente manera:

$$6CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \xrightarrow[\text{luz solar}]{} C_6H_{12}O_{6(aq)} + 6O_{2(g)}$$

En este proceso, la planta emplea la energía proveniente del sol para transformar el dióxido de carbono y agua en glucosa y oxígeno. Esta reacción requiere de 15 MJ de energía (solar) por cada kilogramo de glucosa producido.

Cuando ingieres los azúcares y almidones que producen las plantas, tus células degradarán las moléculas en un proceso exotérmico que te dará energía.

Actividades

1. En equipos de dos personas, expliquen el siguiente diagrama teniendo en cuenta los términos y procesos químicos aprendidos en clase.

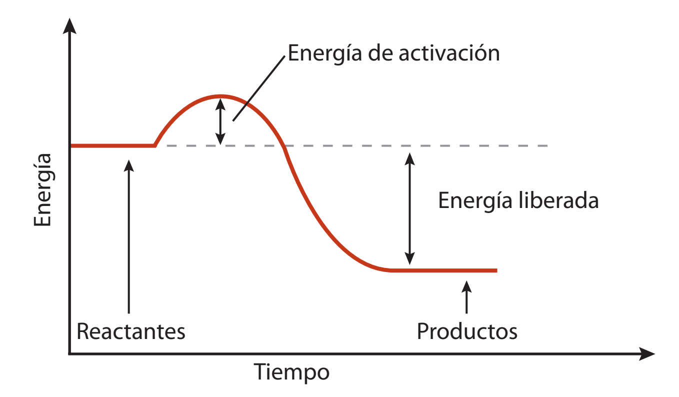


Diagrama de una reacción exotérmica

2. Compara con otros compañeros tus resultados y los procedimientos que siguieron, y analiza por qué lo hicieron de esa forma. Si existe alguna discrepancia, analícenla y determinen a qué se debió y cómo la superaron.
3. Comenten y analicen los resultados de esta actividad, y con ayuda del profesor obtengan conclusiones que anotarán en su cuaderno.

1.2.9 El sol, proveedor de energía

El sol es una fuente de energía que puede captarse y aprovecharse para emplearla cotidianamente en el hogar. Desde la antigüedad, los romanos cubrían las ventanas de sus hogares con vidrio o mica para conservar el calor solar durante los meses fríos de invierno. Ante la posibilidad del agotamiento de los combustibles fósiles, entre 1850 y 1980 los científicos han trabajado en inventar y generar formas eficaces de conservar la energía solar.

La energía solar no sólo se utiliza en satélites espaciales sino en calculadoras, señales de tráfico, linternas, pequeñas cocinas, mosquiteros, lámparas solares, estacionamientos, y en sistemas de calentamiento de agua y para la generación de electricidad en el hogar, entre otros usos.

Aunque hoy día los adelantos en ciencia y tecnología han mejorado la eficiencia y el costo de la energía eléctrica, es necesario considerar una serie de hechos para utilizar esta fuente de energía, como la inclinación natural de la Tierra sobre su eje. El impacto de la luz del sol directa que reciben diferentes comunidades en el mundo varía en relación con su ubicación geográfica con respecto a la latitud, es decir, en lugares cerca-

nos al ecuador la luz del sol llega en ángulos cercanos a noventa grados en cuanto a la posición de la Tierra, mientras que en localidades de latitudes altas se sitúan en ángulos mucho mayores, por lo tanto, reciben mucho menos luz solar directa; así, varía la cantidad de energía solar aprovechable.

Además, la cantidad de energía solar también cambia con la época del año. En Europa, por ejemplo, durante los meses de verano, el hemisferio norte se inclina hacia el sol, por lo tanto, el sol atraviesa un nivel elevado, casi vertical del arco por el cielo. Como la Tierra continúa su traslación, el hemisferio norte se inclina más cerca del sol, mientras que en invierno éste se desplaza un plano más al sur.

México puede explotar el sol como fuente de energía debido al potencial que posee gracias a su ubicación geográfica y al desarrollo de nuevas tecnologías, lo que permite aplicarla en diversas partes del país en proyectos de electrificación, calentamiento de agua y climatización (figura 1.25).

Actividades

1. Formen equipos e investiguen algunas otras tecnologías que utilicen la radiación solar, por ejemplo, los colectores solares.
2. Comenten y analicen en equipo la importancia de conocer y comprender la utilización de energía solar en la vida cotidiana y en la industria.
3. Entre todo el grupo elaboren una conclusión general sobre el trabajo realizado; escríbanla en el pizarrón y en su cuaderno.

1.3 El Sol, horno nuclear

1.3.1 Radiactividad y desintegración nuclear

¿Conoces las reacciones nucleares? ¿Por qué son importantes en nuestra vida? Cuando hablamos de energía nuclear, de radiactividad y de las reacciones nucleares, se alude a cambios en el núcleo de un átomo.

Entre los protones (+) y neutrones (−) presentes en el núcleo atómico se establecen fuerzas de atracción que les permiten permanecer unidos (figura 1.26), y aunque estas fuerzas, denominadas fuerzas nucleares concentradas, son muy poderosas, sólo actúan en distancias muy cortas.

Los protones y neutrones están tan juntos que se tocan entre ellos, sin embargo, también existen fuerzas eléctricas de repulsión entre los protones, ya que las cargas de igual signo se rechazan.

Cuando las fuerzas de repulsión son mayores que las de atracción, los núcleos se vuelven inestables y se desintegran espontáneamente expulsando partículas y radiaciones (**radiactividad**). Algunos elementos, como el radio y el uranio, son radiactivos pues al desintegrarse liberan partículas y radiaciones en forma de luz y calor.

Los elementos más pesados siempre son inestables, por ejemplo, el radio contiene 88 protones, y el uranio, 92.

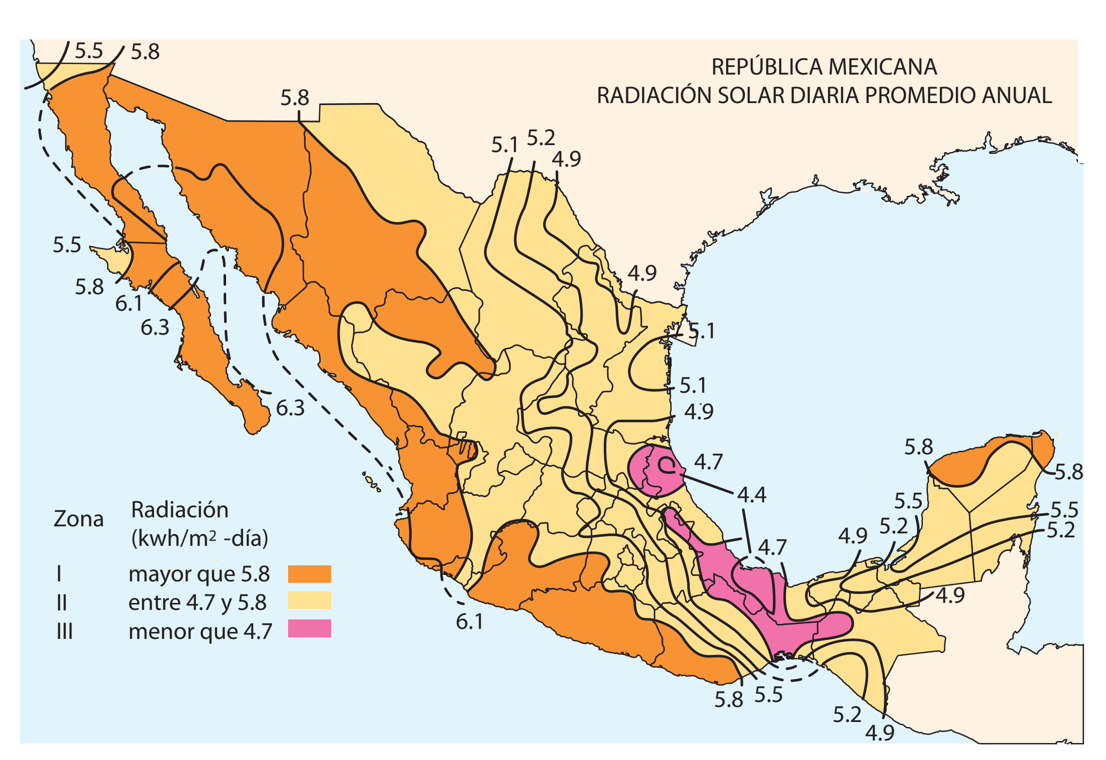


Figura 1.25 Potencial en México para la utilización de energía solar debido a la radiación solar que recibe.

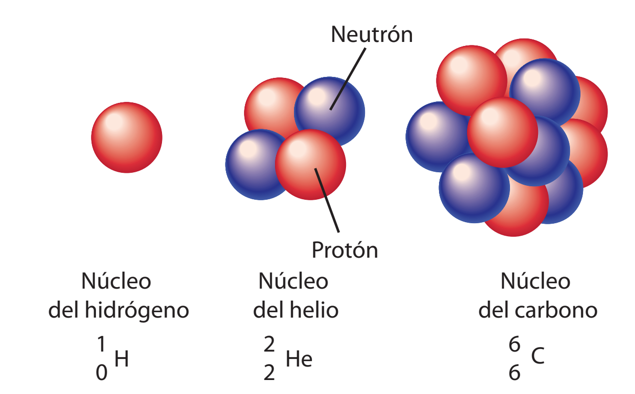


Figura 1.26 El núcleo atómico del hidrógeno es el más ligero; posee un protón (+). El núcleo del helio tiene dos protones (+) y dos neutrones (−). Un elemento con mayor cantidad de masa tendrá más neutrones para mantener la integridad del núcleo. Cuando éstos son insuficientes, el núcleo se vuelve inestable y se desintegra.

1.3.2 Rayos alfa, beta y gama

Los estudios sobre radiación se realizaron a finales del siglo XIX, y su clasificación tuvo lugar entre 1898 y 1902. Ernest Rutherford fue el primero en identificar los rayos alfa (α) y beta (β), basándose en la capacidad de penetración de la radiación en la materia. En 1902 se descubrieron los rayos gama (γ) (figura 1.27).

Las **partículas alfa** (α) son capaces de atravesar el papel; son átomos de helio (He) ionizados doblemente, es decir, que perdieron sus dos electrones, por lo que tienen dos neutrones y dos protones, carga positiva de $+2q_e$ de carga y una masa de 4 u. Estas partículas las emiten isótopos de elementos con número atómico elevado, como uranio, torio, plutonio y radio. Al chocar con la materia pierden poco a poco su energía ionizando los átomos y frenando de forma rápida. Recorren distancias muy pequeñas. No son capaces de atravesar la piel, pero si se inhalan, ingieren o entran al torrente sanguíneo, son muy nocivas para la salud.

Las **partículas beta** (β) son electrones emitidos a velocidades cercanas a la de la luz. Tienen menor masa que las partículas alfa, pero su poder de penetración es mayor, de ahí que atraviesan una lámina de aluminio de 0.5 mm de espesor. Se frenan después de recorrer algunos metros de aire, 1 cm de agua o unos pocos centímetros de madera. Traspasan la piel de los seres humanos y pueden producir daños.

Los **rayos gama** (γ) son radiaciones que forman parte del espectro electromagnético; son más penetrantes que los rayos beta. Recorren cientos de metros en el aire y los detiene una pared gruesa de plomo o concreto. Pueden atravesar el cuerpo humano y causar graves daños en los órganos internos. De acuerdo con la ecuación de Planck, la energía de una radiación es proporcional a su frecuencia. Al estar los rayos gama en el extremo de las frecuencias altas, su energía es alta. Los rayos X tienen menor frecuencia que los rayos gama, y tienen menor capacidad de penetración.

Actividades

1. ¿Mediante qué proceso se obtienen los neutrones y cuál es su capacidad de penetración en relación con los rayos gama?
2. ¿Cuál es el origen de los rayos gama y de los rayos X?

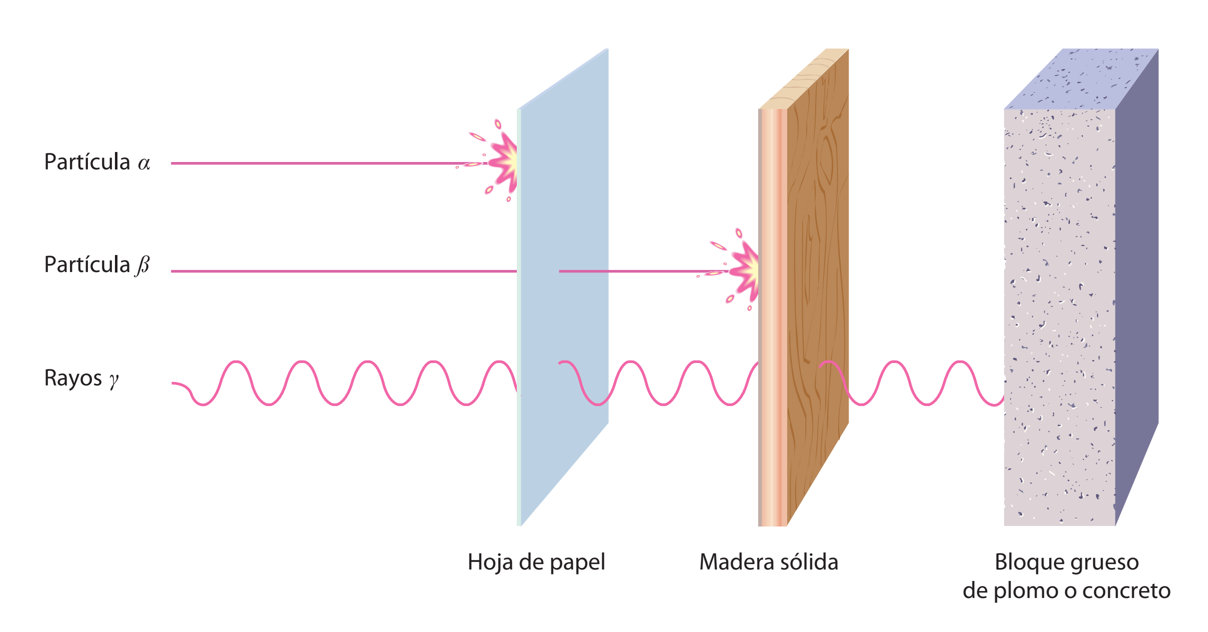


Figura 1.27 Los núcleos atómicos de una sustancia radiactiva son inestables y cambian espontáneamente en otros núcleos emitiendo partículas alfa, beta y gamma.

1.3.3 Espectro electromagnético

Aumentar la energía de un electrón requiere suministrar energía eléctrica de alto voltaje o radiación electromagnética, conocida como **energía radiante**.

La energía radiante se desplaza en forma de ondas que poseen propiedades tanto eléctricas como magnéticas (figura 1.28). Estas ondas electromagnéticas pueden viajar en el vacío (a través del espacio), así como la energía que irradia el sol viaja por el espacio hacia la Tierra. Las ondas electromagnéticas se desplazan a una velocidad de 300 millones de metros cada segundo (figura 1.29).

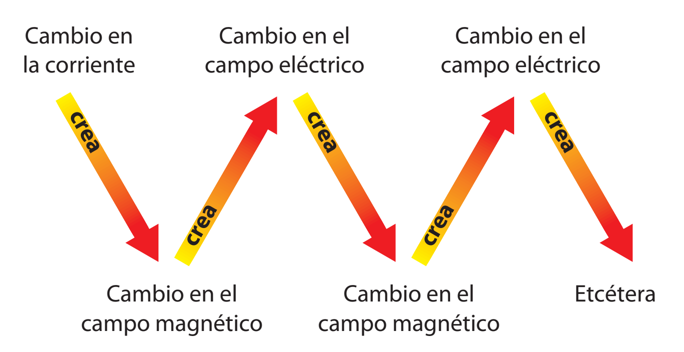


Figura 1.29 Los campos eléctricos y magnéticos, que cambian constantemente, se combinan para formar una onda electromagnética.

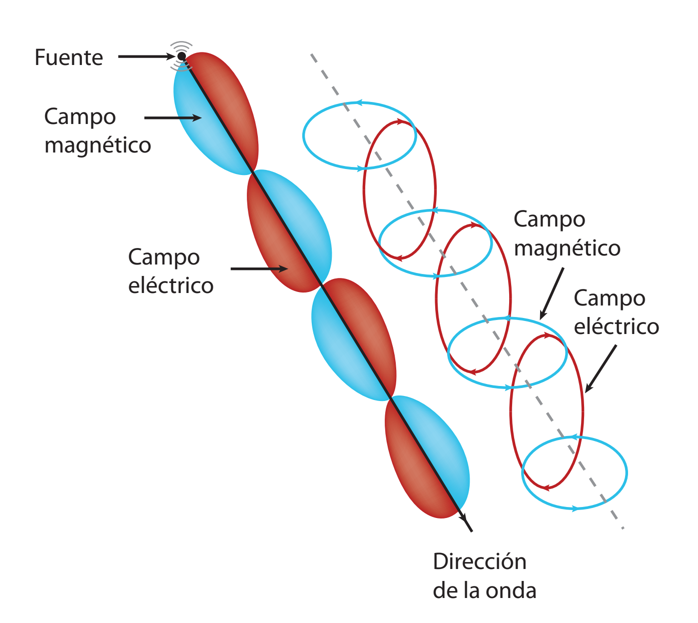


Figura 1.28 La imagen muestra como una carga eléctrica oscilante produce campos eléctricos y magnéticos combinados, formando las ondas electromagnéticas.

La radiación electromagnética incluye ondas de radio que llevan las transmisiones hasta tus aparatos de radio y televisión; la radiación de microondas que se utiliza para cocer alimentos en el horno de microondas; la energía calorífica con que se tuesta el pan y; la forma más común, la luz visible. Todas las formas mencionadas de energía radiante son parte de un intervalo completo de radiación electromagnética denominado espectro electromagnético (figura 1.30).

La luz es una de las diversas formas de energía ondulatoria llamada radiación electromagnética. Igual que todas las ondas, las ondas electromagnéticas pueden describirse mediante su frecuencia, longitud de onda y velocidad.

1.3.4 Planck, la energía y los cuantos

¿Has escuchado sobre los hoyos en el universo o sobre los cuerpos negros? ¿Sabías de la existencia de cuerpos que absorben la energía? A finales del siglo XIX se tenían ideas muy claras sobre los procesos energéticos y los relacionados con el electromagnetismo. Uno de los problemas que se investigaban entonces

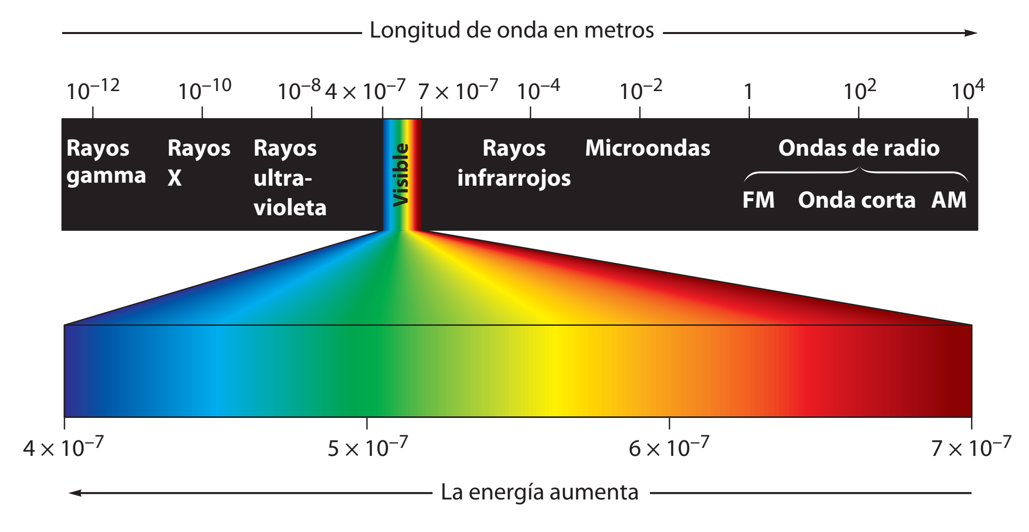


Figura 1.30 Frecuencias de ondas electromagnéticas percibidas por diferentes medios.

Para saber más

La aurora boreal

Las auroras boreales se forman debido al viento solar, que es un flujo continuo de electrones y protones provenientes del sol. Estas partículas, con elevada energía y carga eléctrica, son atrapadas en el campo magnético de la Tierra y penetran a la ionosfera. Una vez allí, chocan con moléculas de oxígeno y nitrógeno y les transfieren energía. Ésta hace que los electrones de estos átomos y moléculas se trasladen hacia niveles de mayor energía. Cuando los electrones regresan a los niveles de menor energía liberan en forma de luz la energía absorbida (figura 1.31).

La aurora boreal solamente se ve en latitudes polares debido a la intensidad magnética de la Tierra en esas zonas. Como estas líneas surgen de la zona terrestre cercana a los polos magnéticos, es ahí donde las partículas interactúan con el oxígeno y el nitrógeno para producir ese maravilloso espectáculo luminoso. También se forman este tipo de auroras en latitudes extremas del sur, fenómeno denominado aurora austral.



Figura 1.31 Auroras boreales. Como el campo magnético terrestre se extiende por todo el planeta, retiene muchas partículas cargadas que llegan del espacio (del sol principalmente) y que podrían ser muy peligrosas para la vida si llegaran a la superficie.

era la radiación del **cuerpo negro**, un cuerpo capaz de absorber toda la radiación electromagnética que recibe, y emitir todas las frecuencias del espectro electromagnético. Cuando se le proporciona mucha energía para que la absorba, se calentará y brillará. Imagina un trozo de carbón, si lo calientas se convierte en una brasa brillante que emite luz propia, no porque la refleje, sino debido a la energía química que posee.

En 1900, el físico alemán Max Planck (1858-1947) intentaba medir la radiación emitida por los cuerpos negros, los cuales teóricamente primero absorben la energía que incide en ellos y después la emiten, pero como existían muchas variaciones microscópicas, le era muy difícil calcular exactamente la cantidad total de energía emitida.

Así, decidió que sería más sencillo cuantificarla si se tomara como pequeños paquetes de energía que brotaban al exterior. Imagina que necesitas medir el volumen de una taza y la llenaras con frijoles. Si conocieras cuántos frijoles hay y cuánto espacio ocupa cada uno, podrías determinar el volumen de la taza. A los pequeños paquetes de energía emitida se les llamaron **cuantos de energía**, y Planck determinó que debían tener un tamaño establecido que hoy es la **constante de Planck**, la cual equivale a 6.62×10^{-34} Js.

Para calcular la cantidad mínima de energía luminosa que puede emitir o absorber un cuerpo se usa la fórmula $E = hv$, donde E es la energía de un cuanto en julios; h es la constante de Planck, y v es la frecuencia de la radiación en oscilaciones por segundo.

En 1905, Albert Einstein planteó que la luz era de naturaleza discontinua, es decir, que la formaban pequeños paquetes de energía a los que llamó fotones. Tiempo después Einstein obtendría el Premio Nobel por este importante hallazgo teórico que explicaba el efecto fotoeléctrico.

1.3.5 Espectro del átomo de hidrógeno y teoría atómica de Bohr

¿Recuerdas cómo es un espectro de luz blanca? ¿Qué es el arco iris? Si un haz de luz blanca pasara a través de un prisma se obtendría un espectro continuo de colores separados (figura 1.32).



Figura 1.32 Espectro continuo de luz blanca.

Entre 1912 y 1913, Niels Bohr realizó varias investigaciones en el espectro del átomo de hidrógeno y supuso que los electrones de cada átomo se encontraban en determinadas regiones a distancias específicas del núcleo. También advirtió que cuando se pasa luz o electricidad a los elementos puros se producen colores definidos en vez de la luz blanca.

Piensa en las luces de neón, que son tubos rellenos de elementos gaseosos (como el neón). Cuando pasas una corriente eléctrica para atravesar el gas se produce un color definido (rojo). Si utilizas un haz de luz para atravesar un elemento se podrán observar unas líneas específicas (u ondas) de luz. A estas líneas delgadas se las llama **líneas espectra-**

les. Si calentaras hidrógeno y lo atravesaras con un haz de luz, percibirías una línea espectral como la de la figura 1.33. Cada elemento tiene su propia línea espectral. Observa las del helio y las del neón (figuras 1.34 y 1.35).

Por lo tanto, Bohr determinó que en el fenómeno de la línea espectral los átomos no emitían energía de forma continua, sino sólo en cantidades precisas (energía *cuántica*). Dado que el movimiento de electrones producía la luz, Bohr propuso que los electrones no podían moverse continuamente en el átomo (como afirmaba Rutherford). Él creía que los electrones tenían varios **niveles de energía**, y que si se calentaba un átomo los electrones saltarían a niveles más altos. Suponía que cuando los electrones cayeran a niveles más bajos de energía se liberarían los cuantos de energía necesarios en forma de ondas (líneas) de luz determinadas.

Según su teoría, los niveles de energía de los electrones eran círculos concéntricos alrededor del núcleo. Cada órbita se designó con las letras K, L, M, N, O, P y Q, o del 1 al 7. Los electrones en estado inicial ocupaban los niveles de energía más bajos posibles (cercanos al núcleo); cuando se excitaban al introducir energía (en forma de calor) en el sistema, el electrón cambiaba a un nivel de energía superior, que lo separaba aún más del núcleo. Al cabo de un corto periodo el electrón caía otra vez a su nivel original produciendo energía luminosa cuántica. Bajo este esquema, los electrones sólo podían subirse o caerse al siguiente nivel emitiendo un espectro de luz específico, es decir, cuantos de energía. Si el electrón permanecía en su nivel (órbita) no ganaba ni perdía energía (figura 1.36).

Bohr también restableció el número de electrones que ocuparía cada nivel de energía, por ejemplo: en el primer nivel, el más cercano al átomo, sólo podría tener dos electrones; la segunda órbita, ocho electrones; la tercera, 18 electrones; la cuarta, 32 electrones; la quinta, 32 electrones; la sexta 18 y la séptima hasta 2 electrones. Por ejemplo, en la configuración del átomo de carbono (con seis electrones),



Figura 1.33 Línea espectral del hidrógeno.



Figura 1.34 Línea espectral del helio.



Figura 1.35 Línea espectral del neón.

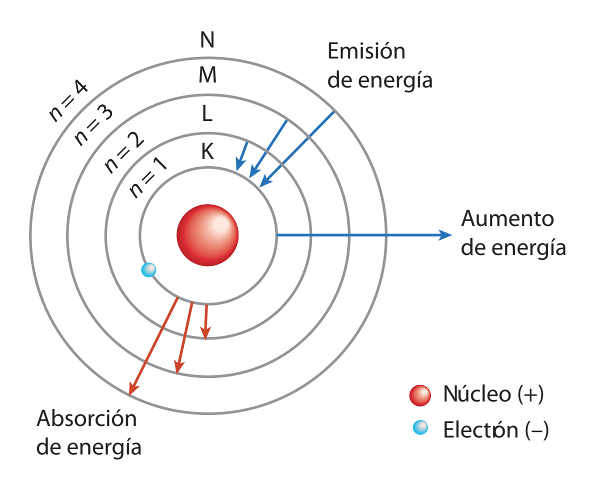


Figura 1.36 En el modelo atómico de Rutherford-Bohr los electrones se distribuyen en órbitas circulares diferenciadas con las letras K, L, M, N, O, P y Q, respectivamente.

dos electrones ocupan el primer nivel y cuatro el segundo. Con el átomo de sodio, que tiene once electrones, dos electrones ocupan el primer nivel, ocho el segundo, y uno el tercero.

1.3.6 Fisión y fusión

¿Has escuchado hablar de la fisión y fusión nucleares? ¿Sabes a qué se refieren cuando se habla de fisión o fusión? ¿En qué se diferencian? ¿A qué se debe la enorme cantidad de energía liberada al ocurrir estas reacciones?

En 1939, los científicos alemanes Otto Hahn y Fritz Strassman, bombardearon un átomo de uranio con neutrones esperando obtener elementos de mayor masa. Sin embargo, se sorprendieron al descubrir que uno de los productos obtenidos era bario, un átomo muchísimo más liviano que el uranio, ya que posee una masa cercana a la mitad de éste.

Recuerda que las fuerzas eléctricas de los protones del núcleo hacen que éstos se repelan entre sí mientras los mantiene unidos la fuerza nuclear concentrada, la cual actúa únicamente en distancias muy cortas. Cuando los lados de los núcleos están muy comprimidos, la fuerza es insuficiente para mantener unidos los extremos. La fuerza de repulsión entre los protones es más fuerte que la fuerza de atracción nuclear y los dos extremos se separan el uno del otro y forman dos núcleos más pequeños. A este proceso de división en mitades Lise Meitner lo denominó **fisión nuclear**, quien señaló que durante sus experimentos el bombardeo con neutrones del átomo de uranio 235 hizo que éste se dividiera en dos partes casi de igual tamaño, formando, entre otros productos, bario 141 y kriptón 92, de forma similar a la siguiente reacción (figura 1.37).

Los científicos Hahn y Fritz Strassman pronto descubrieron que el núcleo de uranio 235 puede fisionarse (divi-

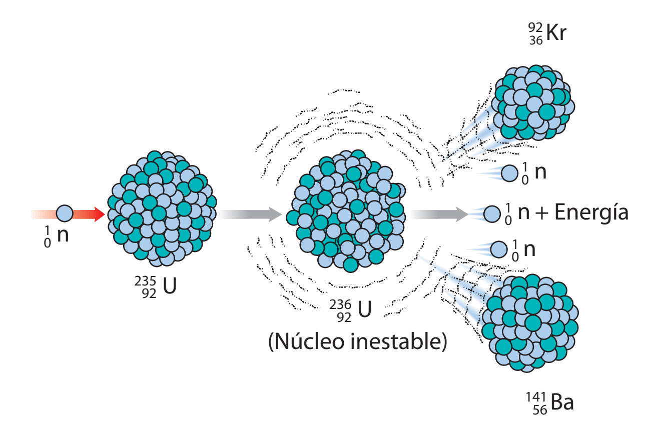


Figura 1.37 Cuando un neutrón golpea un núcleo de uranio 235, el núcleo se divide en un núcleo de bario 141 y un núcleo de kriptón 92. Este proceso libera tres neutrones y una enorme cantidad de energía.

$$^{235}_{92}\text{U} + {}^{1}_{0}\text{n} \rightarrow {}^{141}_{56}\text{Ba} + {}^{92}_{36}\text{Kr} + 3\,{}^{1}_{0}\text{n} + \text{energía}$$

dirse) en otros productos, además del bario y el kriptón; en este proceso encontraron rastros de lantano. Actualmente, los científicos han identificado más de doscientos isótopos distintos (xenón 143, estroncio 90, etcétera).

Observa la figura 1.38: al dividirse el núcleo ocurren dos hechos importantes. Primero se libera una gran cantidad de energía. Una molécula de uranio, al dividirse en una molécula de bario y kriptón, libera más energía que la explosión de 6 600 000 moléculas de TNT (trinitrotolueno o 2,4,6-trinitro-1-metilbenceno).

En segundo lugar, otro hecho importante es la produc ción de neutrones resultado de la reacción. ¿Qué sucede si cada uno de estos tres neutrones emitidos cuando se divide el núcleo de uranio golpea otro núcleo de uranio y lo divide? El resultado sería lo que llamamos una **reacción en cadena** (figura 1.38). Un ejemplo de una reacción en cadena sin control es la explosión de una bomba atómica.

Una de las principales aplicaciones de la fisión nuclear es la generación de energía eléctrica. En Estados Unidos, casi 20% de la electricidad que se consume proviene de plantas nucleares. En Francia, más de 70% de la electricidad proviene de reactores de fisión.

Cuando dos núcleos poseen energía suficiente, se acercan bastante para permitir que la fuerza nuclear supere la fuerza eléctrica y puedan formar un solo núcleo. A la unión de núcleos se le llama **fusión nuclear**. La fusión ocurre constantemente en las estrellas, por ejemplo, en el Sol, cuya energía procede de una serie de reacciones de fusión cuando los átomos de hidrógeno se unen (funden) para formar átomos de helio.

La fusión de hidrógeno produce 20 veces más energía que la fisión de una masa igual de uranio, pero la dificultad de iniciar y contener la fusión nuclear ha impedido que se utilice como una fuente de energía convencional.

Actividades

1. Si cada átomo de uranio 235 deja tres neutrones libres en una reacción en cadena de fisión nuclear, ¿cuántos neutrones libres existirán después de cinco reacciones? Explica.
2. ¿El torio (elemento 90) sería más adecuado para una reacción de fusión o de fisión? Fundamenta tu respuesta.

1.3.7 Ley de la interconversión de la materia y la energía

Hoy se sabe que la ley de la conservación de la materia enunciada por Lavoisier no es completamente exacta. Debido a la

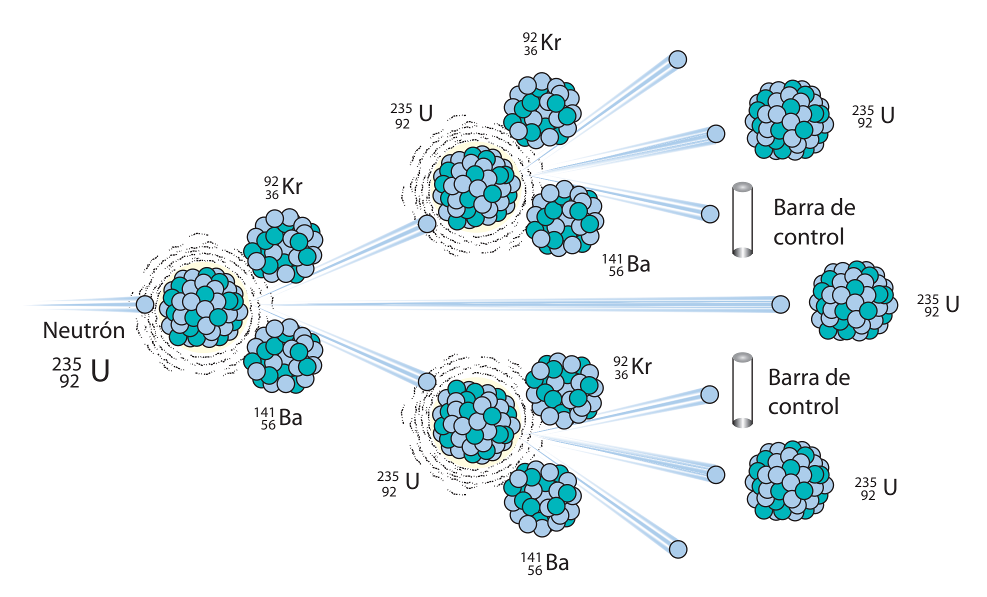


Figura 1.38 Esta figura ilustra las reacciones continuas características de una reacción en cadena controlada; durante la reacción algunos de los neutrones son absorbidos por barras de control.

teoría de la relatividad de Einstein consideramos la materia y la energía como si fueran de la misma naturaleza, ya que la energía tiene peso y masa, mientras que la materia es una forma de energía que puede transformarse en otro tipo de energía. La representación de la interconversión de la energía con una masa de materia es $E = mc^2$; en donde E, representa la energía; m, la masa, y c, la velocidad de la luz.

El cambio de masa en energía o lo inverso se representa como:

$$\delta E = \delta mc^2$$

donde la letra griega δ (*delta*) señala la variación o incremento (positivo o negativo) de la magnitud que precede.

La relación entre la energía y la masa hoy da como resultado que las leyes de la conservación de la materia y la ley de la conservación de la energía no se manejen de forma independiente, sino en una sola, que es la ley de la conservación de la masa-energía. Sin embargo, los cambios de masa a energía y viceversa en las reacciones químicas son tan pequeños que no pueden detectarse experimentalmente pesando los reactivos y los productos. Para propósitos prácticos se puede decir que la masa se conserva durante las reacciones químicas. En los procesos nucleares, donde los cambios de masa y energía son significativos, se puede aplicar de forma práctica esta ley.

1.4 El hombre y su demanda de energía

1.4.1 Generación de energía eléctrica

¿De dónde se obtiene la energía con que se cocina en tu casa, se calienta agua, se ilumina y se hacen funcionar los aparatos electrodomésticos? ¿Sabes cómo se genera la electricidad empleada en casa o en la escuela? ¿De dónde proviene? ¿Cómo llega hasta ti?

La electricidad es una forma de energía controlable que se transforma en calor, luz y otras formas de energía, ¿recuerdas algunas? La energía eléctrica es uno de los tipos de energía más utilizados en nuestra sociedad.

Plantas hidroeléctricas, plantas termoeléctricas y plantas núcleo eléctricas

Las fuentes de energía con que se produce electricidad pueden ser renovables o no renovables, pero no la electricidad en sí. En México, la mayor parte de la electricidad se produce en **centrales eléctricas**, ubicadas muy lejos de los lugares donde se consume; en ellas se transforma la energía mecánica en energía eléctrica de fuerza media, o medio voltaje, por medio de una turbina, motor, rueda de agua, o de otra máquina similar (generador eléctrico) capaz de convertir la energía mecánica o química en electricidad. Después de convertirse en electricidad, pasa a un transformador, que cambia a una corriente eléctrica alterna y viajará por medio del tendido eléctrico. La electricidad se transforma nuevamente en formas de voltaje más bajo para uso comercial, industrial y doméstico.

Para saber más

La mayoría de las centrales eléctricas tiene una eficiencia de 35%. Esto significa que de cada cien unidades de energía que entren en la planta, sólo 35 se convierten en energía eléctrica útil.

En el país, la generación eléctrica se basa en los hidrocarburos, que producen 71.8% de la electricidad total. Durante 2004, la generación de las centrales de ciclo combinado superó ligeramente a la generación eléctrica de las centrales de combustóleo o gas (vapor), turbogás y combustión interna. Además, la tecnología de fuentes alternas generó 58 737 GWh de energía eléctrica, dentro de las cuales las centrales **hidroeléctricas** representan la mayor participación de generación, con 42.7% con respecto al total de fuentes de energía alternas.

Desde 2006, la generación de energía eléctrica en México se realiza en centrales hidroeléctricas, termoeléctricas, eólicas y una núcleo eléctrica.

Actividades

Formen equipos de tres o cuatro integrantes para efectuar esta actividad. Cada equipo seleccionará uno de los temas.

1. Busquen información sobre las centrales de generación eléctrica en México.[3] *a*) Centrales hidroeléctricas: termoeléctricas, centrales eólicas, centrales nucleares y carboeléctricas. *b*) Ciclo combinado: turbogás, combustión interna (diesel) y geotérmicas.
2. Contesten las siguientes preguntas: *a*) ¿Cómo trabajan? *b*) ¿Qué fuentes de energía primaria utilizan? *c*) ¿Dónde están ubicadas? *d*) ¿Qué ventajas y desventajas ofrece cada una? *e*) ¿Qué impacto ambiental tiene cada una? *f*) ¿Qué impacto económico tiene cada una? *g*) ¿Qué futuro tiene cada tipo de central? *h*) ¿Existen algunas circunstancias inusuales o interesantes en torno a estas centrales eléctricas? *i*) ¿En el país se está proyectando la construcción de nuevas centrales? ¿En dónde?
3. Escriban los resultados en su libreta, e ilústrenla. Entre todos elaboren una conclusión sobre la importancia de la construcción de centrales eléctricas, así como sobre la repercusión de las fuentes de energía que se utilizan en ellas para la generación de energía.
4. Escriban un ensayo sobre cómo piensan que las fuentes de energía alterna o renovables han afectado la construcción de este tipo de centrales eléctricas, y su repercusión en el medio ambiente.

[3] Se sugiere acceder a la siguiente liga: Comisión Federal de Electricidad (2010). Generación de electricidad. www.cfe.gob.mx/es/QuienesSomos/queEsCFE/listadocentralesgeneradoras/Paginas/listadohidroelectricas.aspx y Comisión Federal de Electricidad (2010). Centrales Generadoras. www.cfe.gob.mx/QuienesSomos/publicaciones/genElectricidad/Paginas/Generaciondeelectricidad.aspx

1.4.2 Obtención de energía a partir de la combustión

Ya se mencionó que en las actividades que realizamos se consume **energía**. Una determinada cantidad de ésta se transforma y también pasa de un cuerpo a otro. Pero la energía no puede crearse ni destruirse, solamente se transforma.

Una reacción química de combustión se presenta cuando una sustancia se quema produciendo luz y calor. Los combustibles habituales son madera, carbón, gas natural y derivados del petróleo.

La energía que interviene en una reacción química (absorbida o desprendida) casi siempre es térmica, aunque también puede ser luminosa, eléctrica o mecánica. Cuando se quema carbón o gasolina, además de calor se produce luz. En los motores de los automóviles se obtiene energía mecánica con la combustión de los carburantes.

$$\text{Alcohol} + \begin{matrix}\text{Cerillo}\\ \text{encendido}\end{matrix} \rightarrow \begin{matrix}\text{Energía}\\ \text{calorífica}\end{matrix} + \begin{matrix}\text{Energía}\\ \text{luminosa}\end{matrix}$$

Combustibles químicos

Un combustible es una sustancia que se quema y al hacerlo libera calor. Los combustibles de uso doméstico como el carbón, gasolina, gas, petróleo, alcohol, etc., poseen un contenido muy alto de carbono. El oxígeno se combina con el carbono para dar dióxido de carbono (CO_2) y es el **comburente** (que activa la combustión). Al quemar los combustibles se tienen como productos finales CO_2 y H_2O.

Uno de los usos más importantes de los combustibles lo constituye su empleo en motores de combustión interna. Como combustibles se usan distintos tipos derivados del petróleo, según las características del motor. En todos los casos se mezclan con el aire y se les hace estallar para que generen energía calorífica que impulsará los pistones. Los combustibles líquidos como el alcohol, gasolina o petróleo son convenientes porque se manejan con facilidad y su combustión es completa.

La mayor parte de la energía que se consume en la sociedad se obtiene a partir del petróleo crudo, del gas natural y el carbón. La reacción que producen estos combustibles al combinarse con el oxígeno del aire es exotérmica, o sea, que libera la energía y se manifiesta al producir fuego.

¿Qué es el fuego?, es el efecto de una reacción química violenta entre un combustible y el oxígeno del aire (recordemos: en una reacción química dos o más sustancias se combinan formando nuevas sustancias). Los combustibles comunes, como madera, carbón o petróleo, se componen en gran parte de carbono e hidrógeno, y durante la combustión el oxígeno del aire se combina con el hidrógeno formando agua (vapor), y con el carbono produce dióxido de carbono (CO_2).

En la reacción de la combustión del metano se rompen y producen **enlaces**, pero su número permanece igual, tanto en reactivos (primer miembro) como en productos (segundo miembro). En esta reacción es preciso suministrar energía para romper los enlaces entre el carbono y el hidrógeno (C–H) y los del oxígeno (O=O). Pero al formarse el dióxido de carbono y el agua, aparecen los nuevos enlaces entre el carbono y el oxígeno (C=O), y entre el oxígeno y el hidrógeno (O–H), y la energía liberada es muy superior a la invertida para iniciar el proceso (figura 1.39).

El calor de combustión es la energía liberada durante la combustión de una sustancia. Como cada sustancia posee una estructura química específica, su calor de combustión es también específico (figura 1.40).

La kilocaloría (1000 calorías), o gran caloría, indica la cantidad de calor que producen los combustibles y alimentos durante la combustión (al quemarse). Tal como está indicado, los hidrocarburos son los mejores combustibles, ya que su calor de combustión es alto.

El calor de combustión de una sustancia puede predecirse tomando como base la energía proporcionada en la información de **enlaces químicos**, o en la energía requerida para

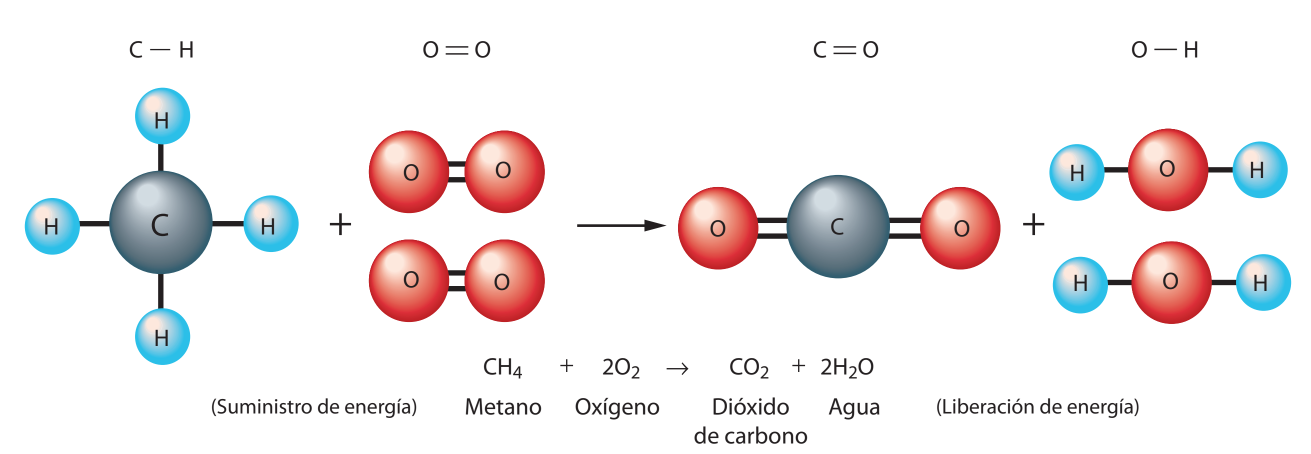


Figura 1.39 Combustión del metano.

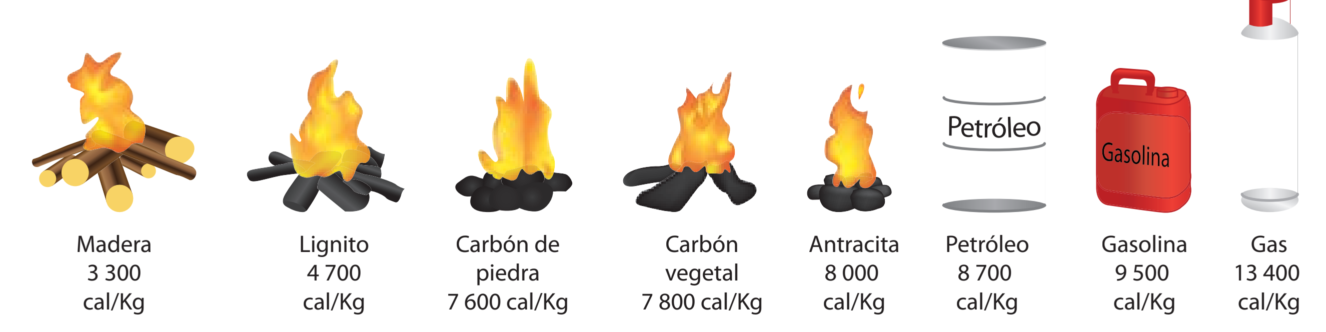


Figura 1.40 Todo combustible al arder proporciona una cantidad de energía diferente. Aquí vemos el número de calorías que se obtienen aproximadamente con un kilogramo de combustible.

romperlos. Es decir, la diferencia entre ambas energías es el calor de combustión. El siguiente cuadro te indica la energía de los distintos tipos de enlaces.

Tipo de enlace	C–H	O=O	C=O	H–O
Energía kJ/mol	413	497	795	492

Nota: 1 kJ kilojoule = 1 000 joules. El joule es la unidad de energía del Sistema Internacional de Unidades (SI). Una caloría equivale a 4.184 J.

Observa y analiza en la figura 1.39 la reacción representada por la combustión del metano (CH_4). Con base en la información que suministran los diferentes tipos de enlace y su energía, predice el calor de combustión del metano (CH_4). Ten en cuenta el número de moléculas que intervienen en la reacción y el número de enlaces que se rompen y los que se forman. Anota los datos totales y efectúa las operaciones correspondientes.

Número de enlaces	Energía suministrada	Número de enlaces formados	Energía liberada

- Total (kJ/mol) = ______________________
- Total (kJ/mol) = ______________________
- Resultado del calor de combustión del metano (kJ/mol) = ______________________

Actividades

1. Formen equipos y seleccionen uno de los combustibles siguientes: carbón, madera, turba, gasolina, gasóleo, queroseno, gas natural, gas licuado de petróleo (GLP), hidrógeno y biomasa.
2. Investiguen sobre el combustible seleccionado, elaboren un informe e ilústrenlo.

   Puedes consultar las siguientes direcciones electrónicas:

   www.textoscientificos.com/energia/combustibles

   www.fossil.energy.gov/education/energylessons/index.html

   www.lenntech.com/espanol/efecto-invernadero/combustibles-fosiles.htm
3. Con la orientación del maestro se llevará a cabo un panel (mesa de expertos). Cada equipo nombrará un representante que junto con los demás representantes se colocarán en una mesa frente al grupo.
4. Cada representante explicará al grupo lo que haya encontrado sobre el tema que le correspondió investigar, mientras sus compañeros irán anotando los datos que consideren importantes; pueden utilizar láminas o dibujos.
5. Al final de la exposición de todos los expertos, y con la ayuda del maestro, se abrirá un espacio (10 minutos, aproximadamente) para preguntas y respuestas.
6. Mediante una lluvia de ideas comenten las siguientes cuestiones:
   a) ¿Por qué creen que los combustibles son importantes en la economía de un país?
   b) ¿Cuál consideran que es el combustible más importante del país? Fundamenten su respuesta.
   c) Describan brevemente cómo afectan los combustibles y su uso al medio ecológico.
   d) Comenten y analicen los impactos ambientales del uso de diversos combustibles.
   e) ¿Qué combustible consideran que es el idóneo para uso cotidiano? Fundamenten su respuesta.
7. En equipos, comenten y debatan las respuestas y elaboren una conclusión final.
8. Cada equipo explicará al grupo la conclusión obtenida.
9. Con la orientación del maestro lleguen a conclusiones acerca de cuál es el mejor combustible y anótenlo en su cuaderno.

1.4.3 Análisis de beneficios y riesgos del consumo de energía

¿Puedes explicar qué entiendes por beneficio? ¿Y por riesgo? ¿Sabes cómo interaccionan ambos elementos? ¿Qué tipo de energía crees que proporcione mayores beneficios al ser humano? ¿Cuál de ellas consideras de mayor riesgo?

Toda la energía, en cualquiera de sus formas, es útil y necesaria. Hoy es muy difícil imaginar un mundo sin combustible para los coches o sin electricidad para las casas. La industria, el transporte, las escuelas o nuestros hogares dependen de fuentes de energía cuyo uso en algunas ocasiones implica riesgos.

En los países industrializados se consume 70% de la energía del planeta; y en general, la mayoría de los países depende del petróleo, el carbón o el gas natural: los llamados combustibles fósiles. Aunque hay nuevas formas de energía, casi 90% de la que se consume en el mundo proviene de esos combustibles, que se agotarán en un corto plazo, por lo que se llaman no renovables. Sin embargo, la mayoría de los graves problemas ambientales del planeta son resultado del uso de la energía: efecto invernadero, contaminación de mares y costas por derrames de petróleo.

En determinados países es de gran importancia la utilización de la **energía nuclear**. Ésta se aprovecha en la generación de energía eléctrica y tiene la ventaja de producir enormes cantidades de energía térmica que se convierte en electricidad. Sin embargo, durante este proceso intervienen sustancias que emiten radiaciones contaminantes (figura 1.41).

A pesar de todos los beneficios, la energía nuclear también presenta algunos riesgos para la salud; sus radiaciones pueden producir en el ser humano afecciones genéticas, entre ellas, anormalidades en el número y la estructura de los cromosomas, mutaciones, e incluso afecciones cancerígenas.



Figura 1.41 Los reactores de las plantas nucleoeléctricas utilizan como combustible compuestos de plutonio y uranio enriquecidos, los cuales se manejan bajo un estricto control.

Otro tipo de energía la proporcionan los **biocombustibles**, los cuales se producen a partir de palma aceitera, caña de azúcar y soya, pero que implican graves impactos sociales y ambientales. Su producción contribuye a la pérdida de bosques tropicales y de su riqueza en biodiversidad, pues requieren establecer plantaciones de palma aceitera, soya, etc., las cuales también se conocen como “desiertos verdes”, pues secan las fuentes naturales de agua y los humedales.

En otros casos, las superficies para estas plantaciones se obtienen a costa de zonas de cultivos alimentarios. Se ha iniciado una especie de competencia entre la producción de alimentos y de combustibles. Además, la quema de bosques para establecer plantaciones libera mucho más dióxido de carbono (CO_2) del que se puede ahorrar mediante el uso de biocombustibles, que se promocionan como “más ecológicos”.

La demanda de biocombustibles potencia los monocultivos y, por lo tanto, mayor uso de plaguicidas y herbicidas, lo que contamina las aguas y daña la salud humana y el ambiente. Su uso se limita a motores de bajo rendimiento y de poca potencia; su producción sólo es viable mediante subvenciones, porque los costos duplican a los de la gasolina o el gasóleo.

1.4.4 Energías limpias o no contaminantes

¿Puedes explicar qué entiendes por *energías limpias*? ¿De qué manera han contribuido al desarrollo de la ciencia y la tecnología?

Debido a la crisis energética de combustibles fósiles, se están desarrollando otras fuentes de energía, por ejemplo: gas natural, carbón, electricidad obtenida con energía del agua (hidráulica) y del aire (eólica), biomasa, algunas reacciones químicas para generar pilas, celdas fotoeléctricas para aprovechar la energía solar, y plantas de energía nuclear. Estas fuentes son las principales alternativas que se están desarrollando. ¿Qué alternativas tendrá el hombre cuando se agoten los combustibles como el carbón y el petróleo? ¿Crees que las energías renovables solucionen los problemas de demanda de energéticos?

México es un **enclave** energético de extraordinaria importancia, tanto en relación con su volumen de producción de energía como en cuanto a la diversidad de sus recursos energéticos. La disponibilidad y abundancia de éstos, el fácil acceso a las fuentes de suministro y distribución y, todo ello, a un bajo costo, son tres importantes elementos que facilitan tanto la instalación de cualquier tipo de empresa como la posibilidad de contar con grandes ventajas en costo y calidad con respecto al suministro de energías alternativas.

Actualmente se están desarrollando, junto a la producción de las energías ya tradicionales en el país, nuevas actividades vinculadas a las energías renovables y ligadas a la existencia de abundantes recursos energéticos alternativos (biomasa y energías eólica, solar y nuclear). Las expectativas

de crecimiento a mediano plazo de estas actividades productivas, así como de las relacionadas con la diversificación y el ahorro energético, son muy importantes.

Los recursos energéticos alternativos son considerados como fuentes de energías **inagotables** o **renovables**, con la característica de que son **energías limpias** o **no contaminantes** y tienen las siguientes particularidades: suponen un nulo o escaso impacto ambiental, su utilización no tiene riesgos potenciales futuros, indirectamente suponen un enriquecimiento de los recursos naturales y son una alternativa a las fuentes de energía convencionales, pudiendo sustituirlas paulatinamente.

Actividades

1. La potencia de una turbina de viento depende de tres factores: la longitud de sus aspas, de la velocidad del viento y de la eficiencia de la turbina. ¿Por qué? Explica tu respuesta.
2. Elabora un cuadro donde compares las ventajas de las energías renovables y no renovables.
3. Elabora un mapa conceptual con las palabras: recursos energéticos, renovables, no renovables, energía solar, eólica, geotérmica, hidráulica y nuclear, biomasa, combustibles fósiles, petróleo y carbón, entre otras.
4. Comenten y debatan hasta obtener una conclusión sobre la importancia de identificar las energías renovables y no renovables, así como sus aplicaciones en la vida cotidiana; escríbanlas en su libreta.

Lo que tienes que saber

Reflexiona y responde lo siguiente:

1. Define el concepto de energía y menciona algunos ejemplos de tipos de energía.
2. Indica al menos tres ejemplos de transformaciones de energía. Dibuja el diagrama de energías correspondientes a cada proceso.
3. Explica la diferencia entre calor y temperatura.
4. Mediante un diagrama describe dos ejemplos en los que se observe el principio de la conservación de la energía.
5. Mediante dibujos o modelos, describe el concepto de trabajo.
6. Explica, basándote en la teoría cinética, los estados de agregación de la materia y sus cambios de fase.
7. En los siguientes ejemplos se representan los dos grupos de sustancias puras, separa cada grupo anotando el símbolo o fórmula de cada ejemplo: cloruro de sodio, cobre, carbonato de sodio, oro, hidróxido de sodio, sulfato de calcio, azufre, litio, agua, aluminio.
8. Explica la diferencia entre elementos y compuestos.
9. Indica al menos tres ejemplos de mezclas homogéneas e identifica de qué tipos son (sólido-líquido, líquido-gas, etcétera).
10. En una disolución, la sustancia que se encuentra en mayor proporción, se llama ________ y la sustancia que está en menor proporción, se denomina _________.
11. La lejía es una mezcla de hipoclorito de sodio y agua. ¿Cuál es el soluto? y ¿cuál el disolvente?
12. ¿Qué método o métodos de separación empleas para separar las siguientes mezclas: Sal común, arena y alcohol, tintes que forman un plumón café, agua y aceite, yodo y azúcar.
13. ¿Con qué símbolo o fórmula se representan las siguientes sustancias? Además explica si son compuestos o elementos ¿cuál es la diferencia? hierro, ácido sulfúrico, cloro, nitrato de potasio, hidrógeno, ozono, ácido clorhídrico, potasio, flúor, yoduro de plata.
14. ¿Qué consecuencias obtuvo Rutherford de las experiencias con partículas α sobre láminas metálicas?
15. ¿Significa lo mismo número de masa o número másico que número atómico? ¿Por qué?
16. Un isótopo del yodo tiene de número atómico 53 y de número másico 127. Indica el número de protones, neutrones y electrones.
17. ¿Cómo se puede justificar la existencia de masas atómicas no expresadas por números enteros?
18. Enumera por lo menos cinco aplicaciones de los isótopos radiactivos.
19. Describe con dibujos o ecuaciones, al menos dos ejemplos de reacciones endotérmicas y dos de reacciones exotérmicas y explica cada una.
20. ¿Por qué las combustiones se producen con mayor dificultad en presencia de aire que en oxígeno puro?
21. ¿Qué son las energías renovables y las no renovables? Escribe al menos dos ejemplos de cada una de ellas.

22. Describe el proceso en el que se originan las lluvias ácidas.
23. ¿Qué es una reacción nuclear en cadena?
24. ¿De dónde procede la energía de las estrellas?
25. ¿Cuál es el origen de los rayos gama y de los rayos X?
26. Describe los impactos ambientales que producen la utilización de diferentes combustibles.
27. Describe brevemente, ¿qué alternativas tendrá el ser humano cuando se agoten las energías provenientes de combustibles como el carbón y el petróleo?
28. ¿Qué opinas? en tu casa, en la escuela y en tu comunidad, ¿se hace un buen uso de la energía? ¿cómo podrías participar para mejorar su utilización?

Glosario

Calor. Forma de energía perceptible en los cuerpos. Es consecuencia del movimiento de los átomos, las moléculas y otras partículas que entrechocan constantemente. El calor se transfiere de un cuerpo a otro a través de radiación, conducción y convección.

Biomasa. Masa total de los seres vivos que viven en un ecosistema, ya sea terrestre o marino.

Cuerpo. Porción limitada de materia.

Difusión. Ocurre cuando una sustancia se va repartiendo en otra, poco a poco, hasta lograr un reparto homogéneo.

Efecto invernadero. Elevación de la temperatura de la atmósfera próxima a la corteza terrestre, por la dificultad de disipación de la radiación calorífica debido a la presencia de una capa de óxidos de carbono procedentes de las combustiones industriales.

Enclave. Explotación económica en el mercado mundial de un producto que procede de un país poco desarrollado, en cuya economía no se reflejan los beneficios.

Energía radiante. Es la energía que se transmite mediante ondas electromagnéticas.

Energía térmica. Es la suma de la energía cinética y potencial de las partículas de un cuerpo; es decir, la energía interna que tiene un cuerpo debido al movimiento de sus átomos y moléculas.

Enlace químico. Gran fuerza de atracción electrostática que mantiene unidos los átomos de los compuestos.

Fluidez. Cualidad de sustancias líquidas o gaseosas mediante la cual pueden correr o escurrirse a través de un recipiente o tubería.

Masa. Cantidad de materia que contiene un cuerpo.

Miscibilidad. Capacidad de una sustancia de disolverse en cualquier proporción y no presentar ninguna turbiedad en la mezcla.

Partícula. Parte pequeña de materia.

Tecnología. Aplicación del conocimiento científico en nuestra vida diaria.

Unidad 2

El aire, intangible pero vital

Objetivos

En esta unidad:

- Comprenderás que el aire es un elemento vital para los organismos aerobios, entre ellos el hombre, y mediante las leyes de los gases determinarás cómo cambian la presión, la temperatura, el volumen y el número de moles de un gas al modificarse alguna de estas variables.
- Describirás la reactividad de los elementos químicos de la tabla periódica, por su ubicación en familias y periodos.
- Describirás los enlaces iónicos y covalentes.

¿Qué sabes?

Responde las siguientes cuestiones:

- ¿Qué es el aire? ¿Por qué esta mezcla gaseosa es tan importante para la vida?
- ¿Puedes explicar el comportamiento de los gases mediante la teoría cinética?
- ¿Conoces la reactividad de los componentes del aire?
- ¿Cómo se comportan las energías de enlace?
- ¿Sabes cuáles son los principales contaminantes y fuentes de contaminación del aire en el planeta? ¿Y en la ciudad de México?
- ¿Conoces las causas del adelgazamiento de la capa de ozono y los efectos de las radiaciones?

2.1 ¿Qué es el aire?

2.1.1 Mezcla homogénea indispensable para la vida

¿Por qué el aire es un elemento vital para los organismos aerobios, entre ellos el hombre? ¿Qué beneficios nos proporciona la atmósfera? Nuestra vida depende del aire que respiramos y de las condiciones de la atmósfera en que vivimos. El aire que nos rodea forma la **atmósfera**, que es la mezcla homogénea de gases que envuelve nuestro planeta. Gracias a la atmósfera tenemos aire para respirar y agua que beber; ésta tiene mayor densidad al nivel del mar y va disminuyendo a medida que se asciende. Además de gases, la atmósfera también está compuesta de micropartículas que constituyen el polvo atmosférico, formado de hollín, polvo volcánico, residuos industriales y vapor de agua, el cual forma las nubes (figura 2.1).

La atmósfera desempeña varias funciones fundamentales para la vida en la Tierra. Actúa como barrera protectora contra los cambios bruscos de temperatura, para ello transporta energía calorífica desde las regiones tropicales hasta las regiones gélidas de la Tierra, de tal manera que actúa como moderadora del clima; nos protege de las radiaciones provenientes del espacio (mediante la capa de ozono) y de los impactos meteóricos. Traslada agua de los océanos a los continentes por medio de las lluvias, y el aire participa en el proceso de respiración de los seres vivos.

La atmósfera se divide en varias capas, cuya composición química varía notablemente: troposfera, estratosfera, ionosfera y exosfera.

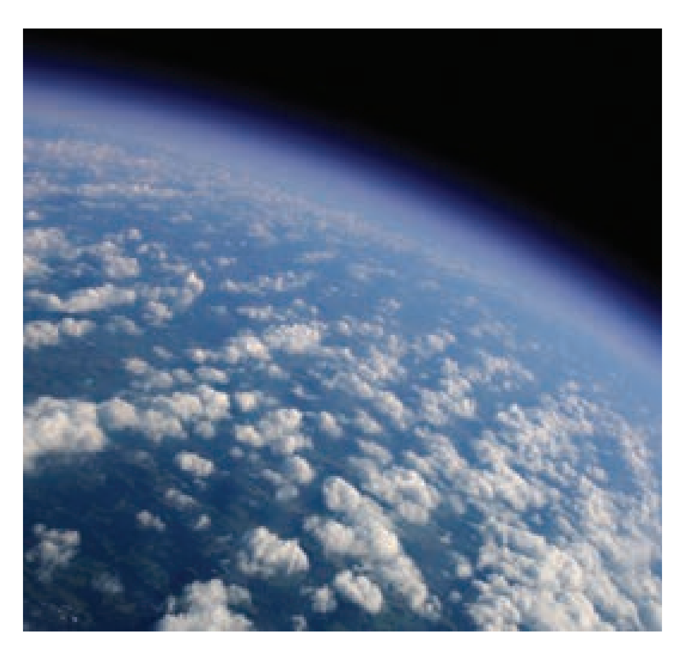


Figura 2.1 La atmósfera determina la variación del clima en nuestro planeta. ¿Qué otros beneficios piensas nos proporciona?

La **troposfera** es la capa interior de la atmósfera y la más próxima a la superficie del planeta. Sus principales componentes son oxígeno (O_2) y nitrógeno (N_2). La **estratosfera** es la capa siguiente, en ella aparece ozono (O_3) en mayores concentraciones junto con oxígeno y nitrógeno. En la **ionosfera** los gases principales son helio (He) e hidrógeno (H_2). La **exosfera** posee una considerable concentración de hidrógeno (H).

Actualmente, una de las mayores preocupaciones de la humanidad es la contaminación de la troposfera. Las actividades humanas afectan esta capa, de la cual depende la vida del planeta.

2.1.2 Composición en porcentaje de N_2, O_2, CO_2 y H_2O

El aire es una mezcla de gases, porque:

1. La composición del aire no es uniforme, pues algunos de sus componentes se encuentran en mayor proporción que otros, como nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2) y dióxido de carbono (CO_2); el vapor de agua tiene proporciones variables. De la misma forma en que la temperatura varía con la altura, también lo hace la composición del aire. La troposfera contiene casi 75% del total de la masa de los gases atmosféricos; nitrógeno y oxígeno forman la mayor parte de estos gases. Además existe una cantidad de componentes menores (tabla 2.1).
2. Cuando se licua el aire y se destila en forma fraccionada, primero se obtiene nitrógeno (N_2), porque su punto de ebullición es menor, después oxígeno (O_2) y por último los gases raros, helio (He), neón (Ne) argón (Ar), kriptón (Kr) y xenón (Xe).
3. Cuando el aire se pone en contacto con el agua, el oxígeno (O_2) y el nitrógeno (N_2) se disuelven en ella de acuerdo con su **solubilidad** y no en relación con el porcentaje en el que se hallan en el aire. Éste contiene, además, sólidos en forma de polvo, sales, bacterias, polen, hielo y otros gases.

Tabla 2.1 Composición del aire puro al nivel del mar.

Componentes		Porcentaje
Nitrógeno	N_2	78
Oxígeno	O_2	20.9
Dióxido de carbono	CO_2	0.033
Argón	Ar	0.934
Neón	Ne	0.00182
Helio	He	0.00052
Kriptón	Kr	0.00011
Hidrógeno	H_2	0.00005
Xenón	Xe	0.000009

El vapor de agua no se ha incluido en la tabla 2.1 pues su concentración es variable. Es uno de los factores principales que determinan el clima; es decir, el vapor es agente de la lluvia, nieve, granizo y escarcha, entre otros.

De los componentes del aire, los gases que determinan principalmente las propiedades y el comportamiento de la atmósfera son el oxígeno (O_2), el nitrógeno (N_2), el dióxido de carbono (CO_2) y el vapor de agua. Por ello, nos centraremos en la importancia de estos gases y en su función en la atmósfera.

Nitrógeno (N_2) Gas inactivo que no reacciona fácilmente con otras sustancias químicas; en el aire diluye el oxígeno y lo hace respirable; modera los procesos de combustión de la respiración y de las reacciones con otras sustancias químicas, haciéndolas más lentas; gran parte del material orgánico de las plantas y animales lo forman compuestos nitrogenados.

Oxígeno (O_2) Elemento vital de la atmósfera y el más activo químicamente. Mediante la respiración obtenemos oxígeno, el cual empleamos para oxidar alimentos y obtener energía. Purifica el aire y el agua. Es comburente; aviva y permite las combustiones en el aire, así como la respiración.

Dióxido de carbono (CO_2) Constituye la base principal de la *alimentación* del reino vegetal. A partir de él, las plantas elaboran azúcares y almidones por medio de la luz solar durante el proceso de fotosíntesis. Este gas se forma al quemar combustibles que tienen carbono, y durante la descomposición, fermentación y respiración de los seres vivos. Contribuye a retener el calor solar en la atmósfera.

Vapor de agua Contribuye a retener el calor atmosférico, facilita la respiración, determina el clima, conserva la vegetación del suelo, y por él se forman nubes, lluvia, nieve, granizo, etc. Sus funciones más importantes son evitar la excesiva evaporación de los tejidos de las plantas y de los animales. Además, es un elemento del ciclo del agua en la naturaleza, ya que sin agua no habría vida.

2.1.3 Aire, ligero, y, sin embargo, pesa (propiedades físicas de los gases)

El aire puro es incoloro, inodoro e insípido, pero puede percibirse por alguna de sus propiedades —movilidad, compresibilidad, elasticidad, expansibilidad, peso, masa— y su acción en la presión atmosférica.

La **expansibilidad** se aprecia cuando un gas ocupa el volumen total del recipiente que lo contiene. El gas se difunde o se mueve a través del aire y ocupa todo el espacio libre del recipiente.

La **compresibilidad** del aire se manifiesta cuando se le somete a presión y disminuye su volumen, pero también es elástico, pues al cesar la presión recobra su volumen original.

El aire tiene peso y masa (la masa de un litro de aire es de 1.293 g); su peso ejerce presión en todas direcciones contra nosotros y en todo lo que nos rodea. Esta presión o empuje se llama **presión atmosférica**. No la sentimos porque en nuestro cuerpo la sangre que lo recorre y el aire que respiramos también ejercen presión, es decir, nuestra presión interna compensa la externa. Debido a la altura y la temperatura, la presión del aire varía en los diferentes lugares de la Tierra (figura 2.2). La presión atmosférica se mide con un aparato llamado *barómetro*.

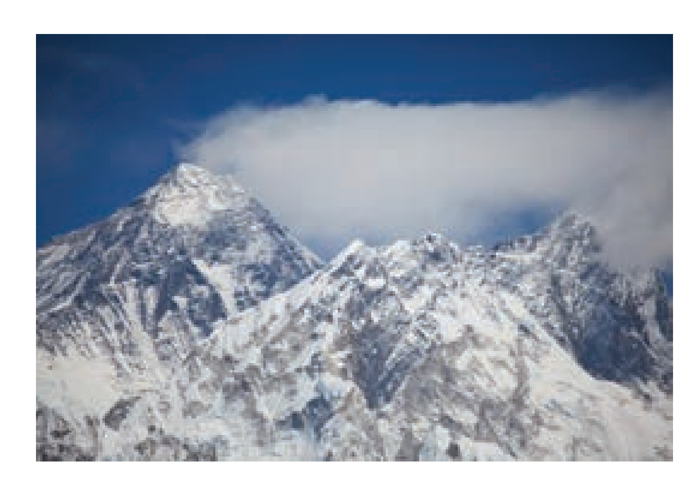


Figura 2.2 La concentración de los gases en el aire varía a diferentes alturas. En lo alto de una montaña la escasez de oxígeno dificulta la respiración. Por esta razón, los alpinistas que escalan en Everest (en la imagen) deben llevar tanques de oxígeno.

Como es una mezcla, las propiedades del aire las determina la aportación de cada uno de sus componentes. La **densidad** del aire es 1.293 g/L en condiciones normales de temperatura y presión (0°C y 760 mm de mercurio al nivel del mar).

Baja densidad El aire, como todos los gases, posee poca densidad. La gran cantidad de aire en nuestro derredor tiene tan poca densidad que incluso un trozo de poliestireno puede caer al suelo, tal como una roca arrojada al mar llega al fondo.

Actividades

¿Qué ocurriría si la densidad de tu cuerpo fuera menor que la del aire? Comenta con tus compañeros de grupo tu respuesta, y entre todos, con ayuda del maestro, obtengan conclusiones y anótenlas en el pizarrón y en su libreta.

2.1.4 Leyes de los gases: Boyle, Charles y Gay-Lussac

Comprender el comportamiento de los gases ha llevado tiempo, y el trabajo de muchos científicos ha favorecido

nuestro conocimiento actual sobre la naturaleza de los gases. Al respecto, la aportación de tres científicos fue básica: Boyle, Charles y Gay-Lussac. Cada una de las leyes que postularon estos personajes relaciona dos de las variables que describen las características de un gas: cantidad de gas, presión, volumen y temperatura.

En la primera unidad estudiaste que, de acuerdo con la teoría cinético-molecular, las partículas de los gases se mueven a gran velocidad por todo el espacio del recipiente que los contiene, y que entre ellas no existe ninguna fuerza de atracción. A este tipo de gases se les conoce como **gases ideales**.

En la naturaleza, la gran mayoría de los gases conocidos no siguen este comportamiento y se les denomina gases reales. Casi todos los gases reales se comportan como gases ideales, excepto a temperaturas muy bajas o a presiones muy altas.

La presión se define como la fuerza ejercida por unidad de superficie, y se expresa empleando la unidad de medida que establece el Sistema Internacional de Unidades (SI): el pascal (Pa) o N/m^2, pero también se puede medir en atmósferas; por ejemplo, 1.00 atm = 760 mm de Hg (torr). Sin embargo, en ingeniería, y diversas partes de Estados Unidos de América, aún se utilizan las unidades de libras por pulgada cuadrada: 14.7 $lb/pulg^2$ = 101.3 kPa.

Práctica de laboratorio

El aire y su comportamiento físico

Objetivo

Representar y observar el comportamiento físico del aire.

Material

Jeringa de plástico sin aguja, petrolato, glicerina u otro lubricante, tres vasos de precipitado, globos pequeños, recipiente de plástico, hilo o cuerda delgada, regla, soporte completo, mechero Bunsen o lámpara de alcohol, sal de grano, hielo y agua.

Hipótesis

- ¿Qué relación existe entre la presión y el volumen de un gas? Justifica tu respuesta.
- ¿Qué relación existe entre la temperatura y el volumen de un gas? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. Quita el émbolo del cilindro de la jeringa y aplícale un poco de lubricante. Inserta el émbolo dentro del cilindro. Asegúrate de que el émbolo se encuentre bien ajustado y se mueva con facilidad. Procura que el cilindro contenga 30 mL de aire y sella su extremo abierto con el calor del mechero o con resina epóxica.
2. Presiona sobre el émbolo con fuerza y suéltalo. Anota tus observaciones.
3. Jala el émbolo sin sacarlo del cilindro y suéltalo enseguida. Anota tus observaciones.
4. En uno de los vasos de precipitado calienta agua casi hasta que hierva y con cuidado introduce la jeringa. Después de algunos minutos lee y registra el volumen del aire dentro de ella. Anota tus observaciones.
5. En un vaso de precipitado profundo, prepara una mezcla de hielo, agua y sal de grano. Introduce la jeringa dentro del vaso durante 4 minutos. Lee y registra el volumen del aire.
6. De acuerdo con tus observaciones, completa la siguiente tabla:

Volumen del aire	
Inicial	
Al presionar	
En agua caliente	
En agua fría	

7. Infla uno de los globos, mide su diámetro utilizando el hilo y anota los datos en otra tabla previamente diseñada.
8. Coloca el globo inflado dentro del recipiente de plástico y vierte sobre él agua fría, déjalo dentro unos minutos. Mide el diámetro del globo. Registra tus observaciones en la tabla de datos.

Analiza

Contesta lo que se te pide y completa cuando sea necesario:

- Identifica las variables en tu primer experimento. ¿Cómo las controlaste?
- ¿Qué efecto produce sobre el volumen de un gas el aumento de la presión?
- ¿Cómo varían el volumen cuando aumenta la temperatura? Traza una gráfica cuyo eje horizontal represente la temperatura, y el vertical, el volumen.
- ¿Qué le sucede al volumen del globo a medida que decrece la temperatura? ¿Qué relación existe entre la temperatura y el volumen de un gas?

- ¿Cómo mantuviste constantes las variables presión y cantidad de gas?

Compara tus hipótesis

- Explica lo que sucedió en los experimentos que realizaste.
- Compara tus resultados con las hipótesis iniciales.

Aplicación

- A medida que bombeas más aire a un balón, ¿qué le ocurre a la presión interna del balón? ¿Qué sucede a la temperatura del aire en el interior del balón?
- Una manera de inflar un globo es llenarlo con aire, lo cual incrementa la presión interna del aire. ¿Conoces otra manera de inflar el globo?

Conclusión

Con ayuda del maestro comenten y discutan con los compañeros sus respuestas y entre todos anoten en el pizarrón y en su cuaderno una conclusión final sobre el comportamiento físico del aire.

A finales del siglo XVII se empieza a investigar el comportamiento de los gases; desde entonces se descubrieron las leyes que los describen y las variables involucradas: presión, temperatura, volumen y la cantidad de gas.

Relación presión-volumen: ley de Boyle

¿Qué ocurre cuando presionas con ambas manos un globo inflado? El gas encerrado se comprime y disminuye su volumen. Al realizar esta actividad experimental obtendrás el mismo resultado que obtuvo Robert Boyle en 1662 (figura 2.3).

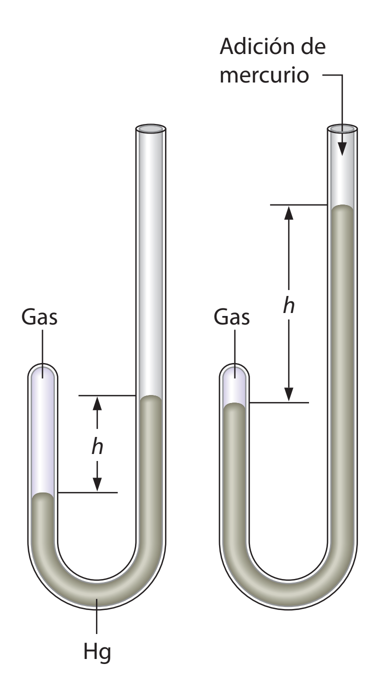


Figura 2.3 El tubo en forma de J es semejante al que utilizó Boyle. La presión del gas dentro del tubo varía al añadir o quitar mercurio.

Relación volumen-temperatura: ley de Charles

¿Qué sucede cuando colocas un globo inflado sobre una fuente de calor? Se dilata y finalmente estalla; pero, ¿qué le ocurre al globo de este experimento al enfriarse? El agua helada enfría con rapidez el aire y éste reduce su volumen, por lo que el globo se encoge. Cuando sacas el globo del recipiente con agua helada, su temperatura interior aumenta hasta la temperatura ambiente y el aire en su interior se expande, lo que significa que si la presión de un gas permanece constante y se incrementa su temperatura, también aumenta su volumen.

Jacques Charles construyó y voló en el primer globo aerostático que se llenó con hidrógeno en lugar de aire caliente. Sus estudios sobre los gases los explicó mediante la ley de Charles (figura 2.4).

Cuando se usa la ecuación de la ley de Charles, la temperatura se debe expresar en *kelvins***.** La *escala Kelvin o absoluta* la propuso William Thomson Kelvin, también conocido como Lord Kelvin, y se inicia en el cero absoluto, correspondiente a −273.15. Así, 0 K = −273.15°C.

Un grado en esta escala tiene el mismo intervalo que los de la escala Celsius. Es sencillo transformar a kelvins una temperatura expresada en grados Celsius; se suman 273 al valor de los grados Celsius: $T_K = T_C + 273$.

Para obtener la relación de la escala Kelvin y la Celsius se resta 273 al dato en la escala Kelvin: $T_C = T_K - 273$.

Relación presión y temperatura: ley de Gay-Lussac

Debido a que muchos elementos y compuestos se encuentran en estado gaseoso, y a que es más fácil medir un volumen que el peso de un gas, se realizaron diversos estudios entre las relaciones de volumen cuando se combinaban los gases.

El fisicoquímico Gay-Lussac realizó varios experimentos con gases. Por ejemplo, llegó a la conclusión de que si se

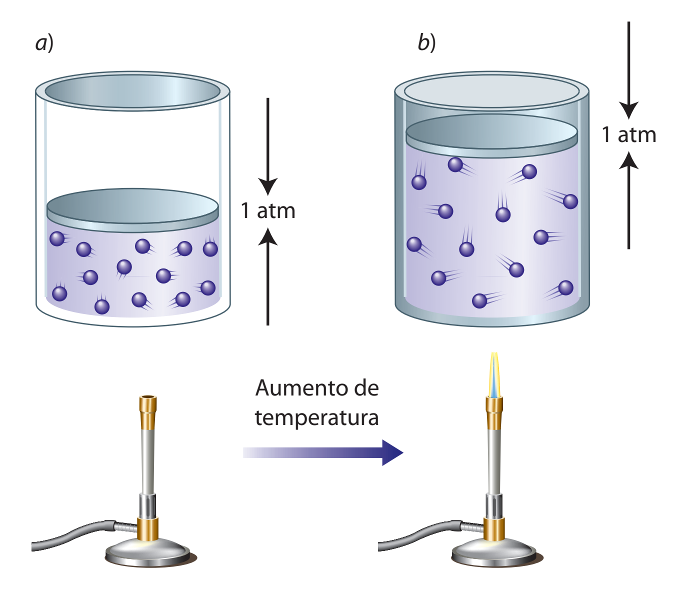


Figura 2.4 Cuando se calienta un cilindro, la temperatura del gas en su interior aumenta, lo mismo que la energía cinética de las partículas del gas. Las partículas ejercen mayor fuerza sobre las paredes del cilindro; sin embargo, la presión se mantiene constante porque el gas se dilata empujando el pistón hacia arriba.

combinan dos volúmenes de hidrógeno con un volumen de oxígeno se obtienen dos volúmenes de vapor de agua.

$2H_2$	$+$	O_2	$\rightarrow$	$2H_2O$
2 volúmenes de hidrógeno	+	1 volumen de oxígeno	→	2 volúmenes de vapor de agua

Además, realizó experimentos con otros elementos varias veces, y notó que se cumplían sus postulados en todas las reacciones donde se combinaban gases, por ejemplo:

H_2	$+$	Cl_2	$\rightarrow$	$2HCl$
1 volumen de hidrógeno	+	1 volumen de cloro	→	2 volúmenes de cloruro de hidrógeno

Así, Gay-Lussac notó que el volumen resultante de la combinación gaseosa era menor o igual a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que se combinaban.

2.1.5 Teoría cinético-molecular de los gases ideales

Las leyes estudiadas fueron resultado de profundas investigaciones experimentales sobre el comportamiento de los gases. El conocimiento de las relaciones entre las variables y la formulación de tales leyes ha sido la base fundamental para formular un modelo sencillo que explique el comportamiento de los gases *ideales*, a pesar de que éstos no existen. En general, en determinadas condiciones, los gases *reales* se comportan como ideales. La teoría cinético molecular tiene su fundamento en siete principios básicos:

1. Los gases están constituidos por partículas diminutas (átomos o partículas).
2. Las partículas se encuentran muy separadas y no están en contacto las unas con las otras; de esta manera, las podemos comprimir.
3. Las partículas se mueven aleatoriamente y las fuerzas de atracción entre ellas son muy débiles o no existen, como es el caso de los gases ideales.
4. Los gases no tienen forma ni volumen propio, ya que tienden a ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene.
5. No se pierde energía cinética cuando las partículas de los gases chocan entre sí o con las paredes del recipiente en el que se encuentran; mientras la temperatura no cambie, la energía cinética del sistema permanecerá constante.
6. Los gases contienen la misma energía cinética promedio a determinada temperatura. Cuando la temperatura aumenta, la energía total del sistema se incrementa; cuando la temperatura disminuye, la energía total del sistema gaseoso también disminuye.
7. La energía cinética promedio de las partículas de gas es directamente proporcional a la temperatura del gas en grados Kelvin.

Al vincularse la ley de Boyle y la de Charles se obtiene la ley general de los gases ideales, que se expresa como:

$$PV = nRT$$

donde R es la constante universal de los gases, y n, el número de moles.

La presión P se da en atmósferas; V, en litros, y T, en kelvins; por lo que R tendrá un valor de:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1\ \text{atm})(22.4\ \text{L})}{(1\ \text{mol})(273\ \text{K})} = 0.0821\ \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Partiendo de esta ley se deriva la ecuación de la ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Esta igualdad te permitirá determinar cualquiera de las variables (presión, volumen, temperatura o moles de gas presente), conocidas las otras tres.

	Cuando T = constante	$P_1V_1 = P_2V_2$	Ley de Boyle
$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	Cuando P = constante	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	Ley de Charles
	Cuando V = constante	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	Ley de Gay-Lussac

2.1.6 Mol, ley de Avogadro, condiciones normales y volumen molar

El mol

A partir de las masas atómicas, podemos calcular las masas moleculares de los elementos y los compuestos. Para el dióxido de carbono (CO_2), tenemos:

$$\text{Masa molecular del } CO_2\text{: } 12 \text{ (u de C)} + 2 \times 16 \text{ (u de O)} = 44 \text{ u de } CO_2.$$

La unidad de masa atómica (u) permite comparar las masas de diferentes sustancias, pero no resulta útil para analizar procesos químicos reales. 1 u es aproximadamente la masa de un protón o de un neutrón.

Medida de la masa de un gran número de átomos y moléculas

Como la unidad de masa atómica es muy pequeña, se consideran muchas moléculas juntas de una sustancia para medir cantidades en gramos. Por ejemplo, para el CO_2 se calcula el número de moléculas correspondiente a 44 g (la expresión en gramos de su masa molecular). Los 44 g de CO_2 contienen un número (N) determinado de moléculas, y en esta cantidad habrá la misma proporción entre el número de átomos de carbono y de oxígeno que hay en una sola molécula.

$$12 \text{ g C} + 2 \times 16 \text{ g O} = 44 \text{ g } CO_2$$

Número de Avogadro y mol

El número de Avogadro es el número de moléculas presentes en un mol. Tiene un valor de 6.023×10^{23}, y el símbolo que se utiliza para representarlo es N_A.

Lo anterior significa que 6.023×10^{23} átomos de carbono contiene una masa de 12 g, o que 6.023×10^{23} moléculas de CO_2 pesan 44 g. Por tanto, tener 12 g de C significa tener N_A átomos de C, es decir, 1 mol de C; y tener 44 g de CO_2 significa tener N_A moléculas de CO_2; es decir, 1 mol de CO_2.

La masa de un mol de átomos o de moléculas tiene el mismo valor numérico que la masa atómica o molecular correspondiente, pero expresada en gramos. Así, *un mol de una sustancia es la cantidad de materia que hay en el número de Avogadro de partículas de esta sustancia*.

Actividades

1. Determina la masa en gramos de tres moles de oxígeno.
2. ¿Cuántos moles son 34 gramos de amoniaco (NH_3)?

Bajo la dirección del maestro, comenten sus resultados con el grupo; si existe alguna discrepancia, analicen a qué se debió y corrijan.

Ley de Avogadro

Al estudiar los gases, el físico y químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), relacionó las suposiciones atómicas de Dalton con los trabajos de Gay-Lussac y obtuvo las siguientes aportaciones científicas:

1. La mayoría de las sustancias químicas gaseosas están formadas de moléculas en las cuales se unen átomos iguales (O_2, H_2, N_2) o de distinta especie (CO_2, NO_2, SO_2).
2. En volúmenes iguales de gases, existe el mismo número de moléculas si se tienen las mismas condiciones de temperatura y presión (0°C y 760 mm de Hg).

Estas ideas revolucionarias, distintas a las de esa época, resultaban incomprensibles. ¿Cómo era posible que un volumen de oxígeno (O_2) tuviera el mismo número de moléculas que un volumen de dióxido de carbono (CO_2)? ¿Cómo era posible que un gas compuesto por tres átomos (CO_2) ocupara el mismo volumen que el oxígeno (O_2), formado sólo de dos átomos?

Actualmente se ha comprobado que Avogadro tenía razón: "Las distancias intermoleculares de los gases son muy grandes debido a que las fuerzas de cohesión entre ellas es casi nula, y que la mayor parte del volumen que ocupa el gas corresponde a espacio vacío".

Utilización del mol

1. **Cálculo de partículas** Mediante el concepto de mol se puede calcular el número de átomos o moléculas presentes en una cantidad de sustancia pura. Por ejemplo, para calcular el número de moléculas que hay en 300 g de cloruro de calcio, $CaCl_2$:

   a) Se calcula la masa de 1 mol de $CaCl_2$:

   $$1 \text{ mol (Ca)} + 2 \text{ mol (Cl)} = 40 \text{ g} + 2 \times 35.5 \text{ g} = 111 \text{ g}$$

   b) Se determinan las moléculas que hay en 300 g de $CaCl_2$:

   $$\frac{300 \text{ g}}{111 \text{ g/mol}} = 2.7 \text{ mol de } CaCl_2$$

   c) Se calculan las moléculas que hay en 2.7 mol. Si en un mol hay N_A moléculas, en 2.7 mol habrá:

   $$2.7 \times N_A = 2.7 \times 6.023 \times 10^{23} = 16.26 \times 10^{23} \text{ moléculas de } CaCl_2.$$

2. **Cálculo con gases** De acuerdo con *la ley de volúmenes de combinación de gases*, todos ocupan el mismo volumen cuando tienen la misma cantidad de partículas y están en las mismas condiciones de temperatura y presión. Por ello, cuando está en condiciones normales de temperatura y presión (0°C y 760 mm de Hg), un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 L (figura 2.5).

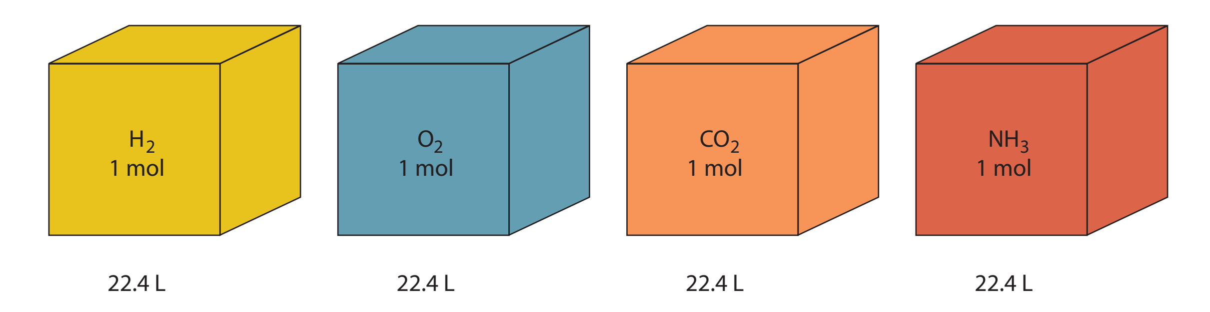


Figura 2.5 Un mol de cualquier gas ocupa 22.4 L en condiciones normales.

Actividades

De acuerdo con las definiciones anteriores, trata de explicar el contenido del siguiente cuadro. Comenta en el grupo tus interpretaciones y, bajo la dirección de tu maestro, obtengan la conclusión y anótenla en su cuaderno.

Sustancia	Masa	Volumen en condiciones estándar 0°C y 760 mm de Hg	Número de moléculas
3 moles de H_2	6 g	67.2 L	18.069×10^{23}
10 moles de Helio (He)	40 g	224.0 L	6.023×10^{24}

2.1.7 El aire que inhalamos y el que exhalamos: composición, volumen y número de moléculas

¿Por qué puedes observar tu respiración cuando hace frío? ¿Por qué cuando te ejercitas respiras con más rapidez? La respiración es un proceso bioquímico del organismo humano que utiliza combustibles que al quemarse proporcionan calor. Ya estudiaste cómo actúan los gases en determinadas condiciones y en los pulmones cumplen las mismas leyes: el volumen de tu pecho cambia cuando sale y entra aire de tus pulmones. Estos cambios de presión los produce el diafragma y te permiten inhalar y exhalar.

Actividades

¿A qué crees que se deba que tu pecho aumente o disminuya su volumen durante el proceso de respiración? Comenta con el grupo tus interpretaciones y, bajo la dirección de tu maestro, obtengan una conclusión, que anotarán en su cuaderno.

En una respiración normal, cada inhalación y exhalación consta de un poco más de ½ L de aire. Si un mol de gas en condiciones normales ocupa 22.4 L, cada vez que respiras mueves:

$$0.5 \text{ L} / 22.4 \text{ L por mol} = 0.022 \text{ mol}$$

Si en un mol hay 6.023×10^{23} moléculas, en 0.022 mol habrá:

$$0.022 \text{ mol} \times N_A = 0.022 \times 6.023 \times 10^{23} = 1.33 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

o sea, que en cada respiración movemos más de 13 000 trillones de moléculas.

Recuerda que sólo 21% del aire que inhalas es oxígeno. Tu organismo requiere de un suministro estable de aire dentro y fuera de los pulmones. ¿Qué otro gas exhalas?

Actividades

Seca muy bien tus manos con una toalla, sostén la palma de la mano verticalmente frente a tu boca y exhala, toca tu palma con la mano contraria, ¿qué observas? Ahora coloca un espejo frente a tu boca y exhala. ¿Qué le ocurre al espejo? En tu libreta, anota tus observaciones e infiere qué otro gas se libera del cuerpo cuando exhalas.

Te habrás dado cuenta que el vapor de agua es uno de los gases presentes en la exhalación. Observa la tabla 2.2 y te darás cuenta de que la cantidad de vapor de agua del aire no es el único elemento que cambia durante la respiración. La cantidad de oxígeno y dióxido de carbono también es distinta.

Tabla 2.2 Composición del aire que respiramos.

Aire inhalado	Porcentaje	Aire exhalado	Porcentaje
Nitrógeno	78	Nitrógeno	74.5
Vapor de agua	0.5	Vapor de agua	6.2
Dióxido de carbono	0.04	Dióxido de carbono	3.6
Oxígeno	21	Oxígeno	15.7

La respiración es el proceso mediante el cual las células vivas utilizan el oxígeno para liberar energía química alma-

cenada en los alimentos. Es un proceso de combustión lenta; el primer combustible es la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) obtenida de los alimentos y que, por medio de un complicado proceso de reacciones químicas, produce la energía calorífica necesaria para mantener la temperatura corporal y realizar cualquier otro tipo de función. Como productos finales se obtiene dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Esta combustión podemos expresarla así:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + \text{calor}$$

Recuerda que en la combustión se requiere la presencia de oxígeno. La sangre es un factor importante en este proceso, porque posee la capacidad para transportar el oxígeno y el dióxido de carbono (CO_2) hacia las células del cuerpo.

El oxígeno es transportado desde los pulmones hasta cualquier parte del cuerpo a través de la sangre. Cada uno de los pulmones tiene millones de alvéolos y a cada uno lo envuelve una densa red de vasos capilares sanguíneos (tubos extremadamente delgados por donde circula la sangre). La cubierta de las paredes alveolares es considerablemente fina y permite el intercambio entre el oxígeno (que pasa de los alvéolos a la sangre de los vasos capilares) y una sustancia de desecho, el dióxido de carbono (que pasa de la sangre de los capilares al interior de los alvéolos). De esta manera, el oxígeno del aire que respiramos llega a la sangre para oxigenar todo el cuerpo, y el dióxido de carbono que eliminan las células de nuestro cuerpo sale al exterior mediante la exhalación.

La sangre oxigenada circula desde los pulmones a través de las venas pulmonares, llega al lado izquierdo del corazón y es bombeada hacia el resto del cuerpo, donde los vasos sanguíneos la transportan a las células que lo necesiten. El oxígeno de la sangre llega hasta las células, en cuyo interior se combina con azúcares obtenidos mediante la alimentación y que también la sangre transportó (figura 2.6). Al combinarse el oxígeno con los azúcares, éstos se oxidan y se libera energía que se emplea en las funciones vitales del cuerpo, proceso llamado *respiración celular*. Las células sanguíneas toman el dióxido de carbono, un desecho de la respiración celular, y lo transportan a los pulmones, donde reacciona con el agua que se encuentra ahí y se forma ácido carbónico, el cual se separa de nuevo en dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), los cuales atraviesan los alvéolos y se exhalan como desechos. Por lo tanto, expiramos dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

El (CO_2) no constituye solamente un subproducto de la respiración, sino que desempeña un papel importante en la determinación de la frecuencia respiratoria, ya que la concentración del CO_2 disuelto en la sangre afecta los nervios que controlan la respiración. Cuando la concentración es muy alta se eleva la frecuencia respiratoria; cuando disminuye, se reduce.

2.2 Reactividad de los componentes del aire

2.2.1 Algunas reacciones del N_2, O_2 y CO_2

Nitrógeno (N_2)

Símbolo: N	**Número atómico:** 7
Masa molecular (N_2): 28.0134	
Número de oxidación: −3, 1, 2, 3, 4, 5	
Masa atómica: 14.0067	

El nitrógeno forma una gran cantidad de compuestos, la mayoría orgánicos. A temperatura ambiente sólo reacciona con el litio metálico para generar nitrato de litio (Li_3N), así como con algunos complejos de los metales de transición y con las bacterias nitrificantes. A temperatura elevada, el nitrógeno es más reactivo, sobre todo en presencia de catalizadores. Entre los compuestos que forma se encuentran:

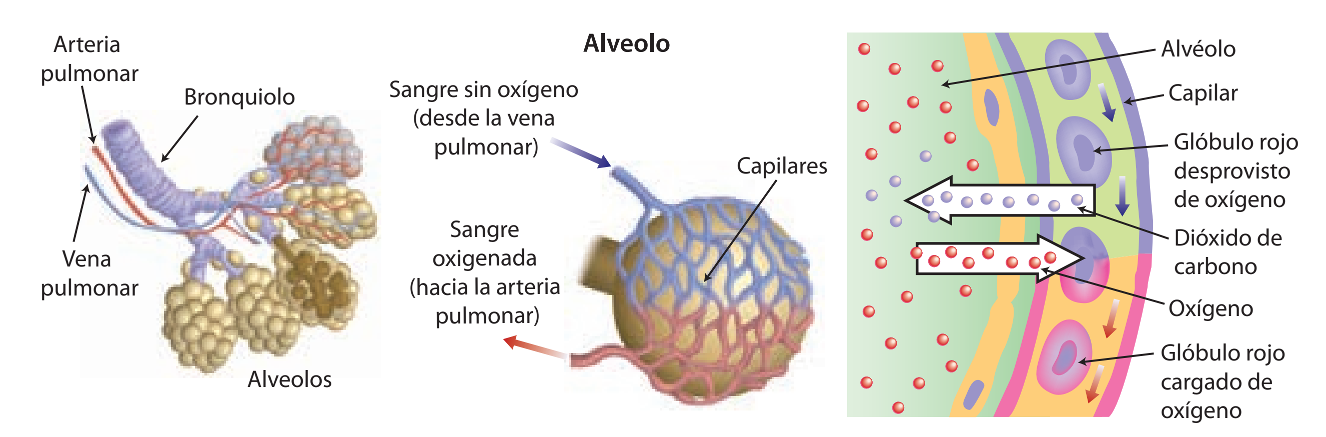


Figura 2.6 Intercambio de gases entre los alvéolos y los vasos capilares.

N_2	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
Nitrógeno		Hidrógeno		Amoniaco
N_2	+	O_2	→	$2NO$
Nitrógeno		Oxígeno		Óxido nítrico
N_2	+	$3Mg$	→	Mg_3N_2
Nitrógeno		Magnesio		Nitruro de magnesio

Oxígeno (O_2)

Símbolo: O **Número atómico:** 8
Masa molecular (O_2): 32
Número de oxidación: −2
Masa atómica: 15.9994

El oxígeno es un elemento muy activo en condiciones ordinarias. En forma molecular (O_2) es poco activo, por eso puede existir en el aire sin estar en constante combustión. Presenta gran actividad química, por lo que se combina con casi todos los elementos de la tabla periódica. Forma un tipo de compuestos binarios llamados **óxidos**.

El oxígeno se combina con los **metales** para formar los *óxidos básicos* u *óxidos metálicos*, que son compuestos iónicos. El oxígeno actúa con valencia iónica 2^-, y el metal lo hace con valencia iónica positiva. Por ejemplo: Na_2O, CaO, Al_2O_3.

En el CaO, las valencias del oxígeno y del calcio no aparecen en la fórmula, que se presenta simplificada (dividiendo por 2 los subíndices de Ca_2O_2):

Metal + Oxígeno → Óxidos metálicos

4Na	+	O_2	→	$2Na_2O$
Sodio	+	Oxígeno	→	Óxido de sodio

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de la IUPAC
Cu_2O	Óxido cuproso	Óxido de cobre (I)
CuO	Óxido cúprico	Óxido de cobre (II)
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)
Fe_2O_3	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)

Con los **no metales** el oxígeno forma los *óxidos no metálicos, óxidos ácidos o anhídridos,* que son compuestos covalentes. El oxígeno actúa con valencia covalente 2, y el no metal lo hace con sus diferentes valencias covalentes. Por ejemplo: el SO_2 o el CO_2. El SO_2 es el resultado de simplificar el S_2O_4; el CO_2 es la simplificación del C_2O_4.

C	+	O_2	→	CO_2
Carbono	+	Oxígeno	→	Dióxido de carbono

La fórmula dependerá del grupo en el que se encuentre el metal en la tabla periódica al combinarse con el oxígeno.

No metal + Oxígeno → Óxidos no metálicos

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de la IUPAC
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)
CO_2	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)
N_2O_3	Trióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
N_2O_5	Pentóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)
SO_2	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SO_3	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
Cl_2O	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)
Cl_2O_5	Pentóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
Cl_2O_7	Heptóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)

Algunas sustancias expuestas al aire sufren la acción lenta y oxidante del oxígeno, como el hierro y el cobre. También el papel se vuelve quebradizo y amarillento, las pinturas pierden su brillo, los líquidos azucarados se fermentan, y cierto tipo de frutas, como manzana, plátano, etcétera, cambian de color.

Con otras sustancias el oxígeno reacciona violentamente produciendo luz y calor y originando las combustiones.

Dióxido de carbono (CO_2)

Símbolo: CO_2
Masa molecular (O_2): 44

Es un gas incoloro, inodoro e insípido. Constituye la base principal de la *alimentación* del reino vegetal. A partir de él, las plantas elaboran azúcares y almidones por medio de la luz solar durante el proceso de fotosíntesis. Los animales y el hombre se alimentan de estos productos vegetales que forman parte de su dieta. Sin embargo, el CO_2 constituye únicamente el 0.035% del aire. Este gas se forma siempre al quemar combustibles que contienen carbono en presencia de un exceso de oxígeno, o tratando los carbonatos con ácidos diluidos:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
Carbono + Oxígeno → Dióxido de carbono

$$HCl + NaHCO_3 \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$
Ácido clorhídrico + Carbonato ácido de sodio → Cloruro de sodio + Agua + Dióxido de carbono

El CO_2 es una sustancia *comburente* que reacciona en forma especial con el agua de cal, como observarás en la siguiente actividad de laboratorio.

2.2.2 Reacción del oxígeno con metales y no metales

El oxígeno (O_2) es el no metal que encabeza la familia 16 de la tabla periódica de los elementos. El átomo de oxígeno tiene su configuración electrónica de *valencia* s^2p^4. El oxígeno gana dos electrones y forma el ión óxido (O^{2-}). La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para atraer los electrones en un enlace. La alta electronegatividad del oxígeno (3.5) indica una gran tendencia a formar enlaces

Práctica de laboratorio

Determinar la reacción química del CO_2 con el agua de cal

Objetivo

Determinar y observar el comportamiento químico del CO_2 con el agua de cal.

Material

Agua de cal, popote y tubo de ensaye o recipiente de vidrio transparente.



¡Cuidado!

- Usa gafas de seguridad y una bata de laboratorio.
- Realiza la práctica con mucho cuidado porque esta disolución es irritante.

Hipótesis

¿Cómo puede demostrarse la presencia del CO_2 en esta reacción química? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. Prepara el agua de cal. Para ello, diluye una cucharada de hidróxido de calcio $Ca(OH)_2$ en 200 mL de agua. Agita. Deja reposar la disolución hasta que la cal se deposite en el fondo. Enseguida, filtra y vacía el agua de cal (filtrado) en una botella herméticamente cerrada.
2. Coloca el popote en el tubo de ensaye, procura que uno de sus extremos llegue al fondo, y por el otro extremo sopla de forma suave y continua durante un minuto.

Analiza

1. ¿Qué apariencia presenta el agua de cal?
2. Describe lo que observaste en el punto 2.
   - ¿Puedes explicar la reacción química producida?
   - ¿Qué ocurrió cuando dejaste reposar la solución durante un tiempo?
   - ¿Qué otros gases intervienen en esta reacción?

Compara tu hipótesis

- Explica qué sucedió en los experimentos que realizaste.
- Compara tus resultados con la hipótesis inicial.

Aplicación

1. Cuando el CO_2 se enfría y se solidifica se transforma en "hielo seco". ¿Sabes para qué se utiliza?
2. Cuando se disuelve en agua, el dióxido de carbono forma un ácido débil (H_2CO_3). Este ácido es el que se les pone a las bebidas gaseosas. Indica qué sustancia química contienen las burbujas.
3. Debido a su carácter comburente, el dióxido de carbono líquido se utiliza para los extintores de incendios. ¿Conoces qué características tienen los extintores colocados en el área de tu laboratorio? ¿Y cuáles son las de los que se encuentran en los vehículos automotores (autos o camiones)?

Conclusión

Con la participación del maestro, comparte con el grupo tus respuestas con el fin de llegar a una conclusión, que anotarás en tu libreta e ilustrarás.

iónicos con los metales, o covalentes con los no metales. Forma compuestos con todos los elementos, excepto helio (He), neón (Ne) y argón (Ar). Es el elemento más abundante en la corteza terrestre, su compuesto de mayor importancia es el agua.

Los óxidos se clasifican de acuerdo con su carácter ácido o básico en solución acuosa.

Óxidos básicos (metálicos)

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO \text{ (óxido de calcio)}$$
$$4K + O_2 \rightarrow 2K_2O \text{ (óxido de potasio)}$$
$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO \text{ (óxido de magnesio)}$$
$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O \text{ (óxido de sodio)}$$

Los óxidos básicos, o metálicos, al combinarse con el agua, dan lugar a sustancias básicas o *hidróxidos*:

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 \text{ (hidróxido de calcio)}$$
$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH \text{ (hidróxido de potasio)}$$
$$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 \text{ (hidróxido de magnesio)}$$
$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH \text{ (hidróxido de sodio)}$$

Óxidos ácidos (no metálicos o anhídridos)

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 \text{ [óxido de carbono (II)]}$$
$$2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_3 \text{ [óxido de azufre (III)]}$$
$$4N_2 + 5O_2 \rightarrow 2N_2O_5 \text{ [óxido de nitrógeno (V)]}$$

Los óxidos ácidos no metálicos o anhídridos, al combinarse con el agua, originan los ácidos:

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 \text{ (ácido fosfórico)}$$
$$S_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \text{ (ácido sulfúrico)}$$

Actividades

1. En tu libreta, completa y balancea por tanteo las siguientes ecuaciones, según se indique. Para que lo hagas correctamente, busca en la tabla periódica a qué familia pertenece cada metal:
   - Aluminio más oxígeno nos da óxido de aluminio.
   - Litio más oxígeno nos da óxido de litio.
   - Óxido de potasio más agua nos da hidróxido de potasio.
   - Carbono más oxígeno nos da óxido de carbono (II).
   - Óxido de nitrógeno (III) más agua nos da ácido nítrico.
2. Bajo la dirección de su maestro, comenten sus resultados con el grupo; si existe alguna discrepancia, analicen a qué se debió y corrijan.

2.2.3 La tabla periódica

¿Recuerdas qué significa periodicidad? ¿Qué es un periodo en la tabla periódica? ¿Conoces algunas de las propiedades periódicas de los elementos? ¿Sabes cómo se ordenan los elementos en la tabla periódica? ¿En qué consiste la clasificación periódica de los elementos químicos? ¿Sabes qué propiedades se toman en cuenta a la hora de ordenar los elementos químicos? En este tema aprenderás que estas preguntas, y muchas otras más relacionadas con la tabla periódica, se responderán al comprender los trabajos de clasificación periódica de los elementos químicos.

Actividades

1. Formen equipos e investiguen y analicen la evolución histórica de la clasificación de los elementos químicos. Se recomienda leer y comentar la información de las siguientes páginas electrónicas:
   - http://www.lenntech.es/periodica/historia/historia-de-la-tabla-periodica.htm
   - http://depa.fquim.unam.mx/representaciones/tabla.html
   - http://pse.merck.de/merck.php?lang=ES
   - http://tablaperiodica.educaplus.org
   - http://old.iupac.org/reports/periodic_table
2. Comenten y analicen en el grupo la importancia de conocer y comprender la clasificación de los elementos químicos en la vida cotidiana y en la industria.
3. Entre todo el grupo elaboren una conclusión general sobre el trabajo realizado, y escríbanla en su cuaderno.

Para saber más

Al revisar algunos libros antiguos de química, se ve que durante mucho tiempo se emplearon los términos *peso* y *masa* como sinónimos. Pero, como ya has estudiado, no son lo mismo. Cuando trabajamos con las balanzas, aunque digamos que *pesamos,* en realidad estamos midiendo la masa.

De la clasificación de Mendeleiev y sus comprobaciones experimentales se deduce que las propiedades químicas de los elementos se repiten periódicamente. Esto se convierte en una ley natural, la cual se conoce como *Ley periódica*. Esta ley la enunció en 1914 Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915). A partir de este trabajo la tabla fue tomando su forma vigente, en la cual se han ido añadiendo los elementos descubiertos en los últimos años (figura 2.7).

Según propiedades físicas y químicas similares, e igual número de valencia o capacidad de combinación, en la tabla periódica los elementos están colocados uno debajo del otro en columnas llamadas *familias*. Existen 18 familias, y a cada una le corresponde un número progresivo que va de izquierda a derecha. [En los libros anteriores a 1987, las familias se denominaban *grupos*, identificados con números romanos, del I al VIII, y con las letras A y B. Por ejemplo, la familia I era el grupo IA (figura 2.8)].

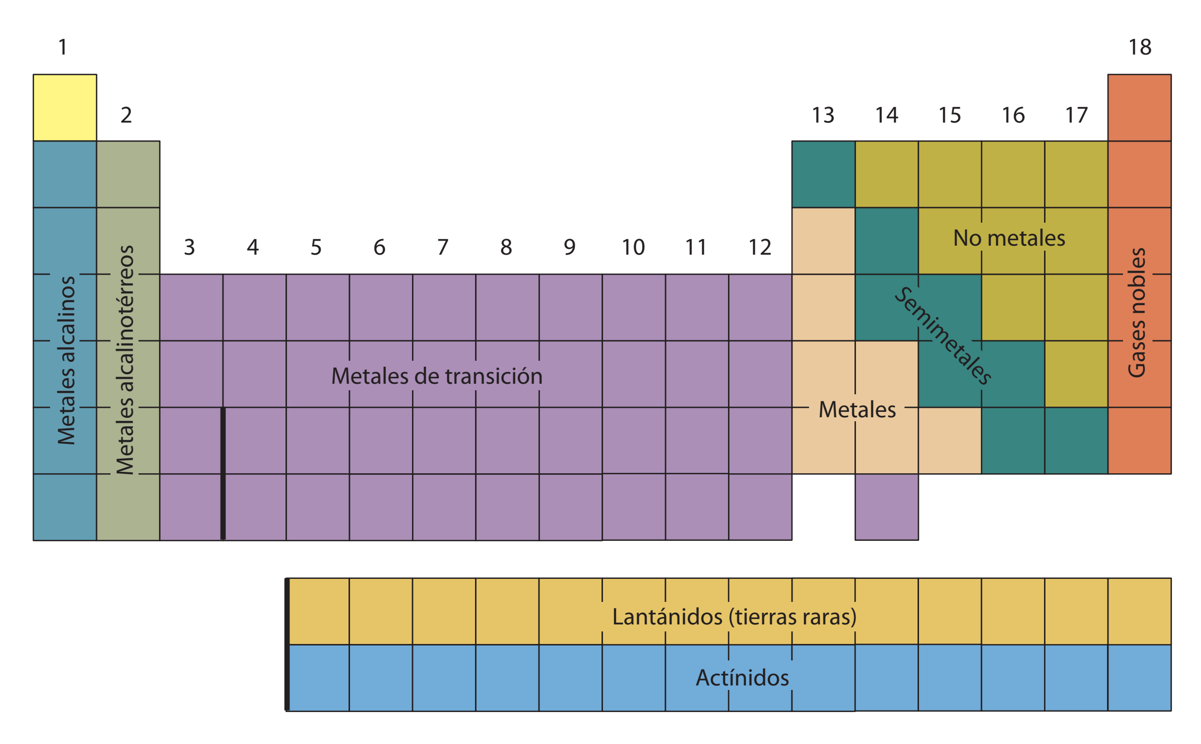


Figura 2.7 Clasificación de los elementos.

Nomenclatura IUPAC vigente y nomenclatura preferida en Estados Unidos

Número atómico → 11; Símbolo → Na; Nombre → Sodio; Masa atómica → 22.99

Masas atómicas en relación con el carbono 12. Los elementos marcados con + no tienen isótopos estables. La masa atómica dada es la del isótopo con la vida media más larga conocida.

Los nombres y símbolos de los elementos 110 a 118 han sido propuestos, pero aún no tienen reconocimiento oficial.

Elementos de transición

Periodo \ Grupo	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	Gases nobles 18 0
1	1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.003
2	3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.81	6 C Carbono 12.01	7 N Nitrógeno 14.01	8 O Oxígeno 16.00	9 F Flúor 19.00	10 Ne Neón 20.18
3	11 Na Sodio 22.99	12 Mg Magnesio 24.31											13 Al Aluminio 26.98	14 Si Silicio 28.09	15 P Fósforo 30.97	16 S Azufre 32.07	17 Cl Cloro 35.45	18 Ar Argón 39.95
4	19 K Potasio 39.10	20 Ca Calcio 40.08	21 Sc Escandio 44.96	22 Ti Titanio 47.87	23 V Vanadio 50.94	24 Cr Cromo 52.00	25 Mn Manganeso 54.94	26 Fe Hierro 55.85	27 Co Cobalto 58.93	28 Ni Níquel 58.69	29 Cu Cobre 63.55	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Galio 69.72	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsénico 74.92	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.90	36 Kr Kriptón 83.80
5	37 Rb Rubidio 85.47	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Ytrio 88.91	40 Zr Circonio 91.22	41 Nb Niobio 92.91	42 Mo Molibdeno 95.96	43 Tc Tecnecio 97.91†	44 Ru Rutenio 101.1	45 Rh Rodio 102.9	46 Pd Paladio 106.4	47 Ag Plata 107.9	48 Cd Cadmio 112.4	49 In Indio 114.8	50 Sn Estaño 118.7	51 Sb Antimonio 121.8	52 Te Telurio 127.6	53 I Yodo 126.9	54 Xe Xenón 131.3
6	55 Cs Cesio 132.9	56 Ba Bario 137.3	57 La Lantano 138.9	72 Hf Hafnio 178.5	73 Ta Tantalio 180.9	74 W Tungsteno 183.9	75 Re Renio 186.2	76 Os Osmio 190.2	77 Ir Iridio 192.2	78 Pt Platino 195.1	79 Au Oro 197.0	80 Hg Mercurio 200.6	81 Tl Talio 204.4	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 209.0	84 Po Polonio 209.0†	85 At Astatina 210.0†	86 Rn Radón 222.0
7	87 Fr Francio 223.0†	88 Ra Radio 226.0†	89 Ac Actinio 227.0†	104 Rf Rutherfordio 261.1†	105 Db Dubnio 262.0	106 Sg Seaborgio 263.0	107 Bh Bohrio 264.0	108 Hs Hassio 265.0	109 Mt Meitnerio 266.0	110 Ds Darmastadio 269.0	111 Rg Roentgenio 272.0	112 Cn Copernicio 270.0	113 Uut Unutrio 284.0	114 Uuq Uninquadio 276.0	115 Uup Ununperitio 279.0	116 Uuh Ununhexio 282.0	117 Uus Ununseptio 286.0	118 Uuo Ununoctio 288.0

Elementos de transición internos

Serie de los lantánidos* 6	58 Ce Cerio 140.1	59 Pr Praseodimio 140.9	60 Nd Neodimio 144.2	61 Pm Prontecio 144.9	62 Sm Samario 150.4	63 Eu Europio 152.0	64 Gd Gadolinio 157.3	65 Tb Terbio 158.9	66 Dy Disprosio 162.5	67 Ho Holmio 164.9	68 Er Erbio 167.3	69 Tm Tulio 168.9	70 Yb Iterbio 173.1	71 Lu Lutecio 175.0
Serie de los actínidos** 7	90 Th Torio 232	91 Pa Protactinio 231	92 U Uranio 238	93 Np Neptunio 237	94 Pu Plutonio 242	95 Am Americio 293	96 Cm Curio 247	97 Bk Berkelio 247	98 Cf California 249	99 Es Einstenio 254	100 Fm Fermio 253	101 Md Mendelevio 256	102 No Nobelio 254	103 Lr Lowrencio 257

Los colores indican el orbital que ocupan de los electrones de la capa externa: orbitales *s*; orbitales *p*; orbitales *d*; orbitales *f*

Figura 2.8 Tabla periódica de los elementos.

Los elementos más metálicos se ubican del lado izquierdo de la tabla periódica y reciben el nombre de *metales alcalinos* (familia número 1). La siguiente familia es la 2, la de los *metales alcalinotérreos.*

Los elementos *no metálicos* se encuentran del lado derecho de la tabla. Entre ellos están los *halógenos*, que es la familia 17; las diez columnas ubicadas entre las familias 2 y 13 se conocen como *metales de transición*.

Los elementos de la familia 18 se denominan *gases nobles o inertes*, pues casi no se pueden combinar con ningún otro elemento. Esta familia química la forman helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr) xenón (Xe) y radón (Rn).

Los renglones horizontales de la tabla se llaman *periodos*, y en ellos se acomodan los elementos en orden creciente del número atómico. Se representan anotando su símbolo, nombre, número atómico (*z*), masa atómica (*A*) y número de oxidación (observa la figura 2.8).

En el primer periodo tenemos dos elementos: hidrógeno y helio; en el segundo y tercer periodos hay ocho elementos en cada uno; en el cuarto y quinto 18 elementos en cada uno, y en el sexto periodo hay 32 elementos. Hasta 1940, el séptimo periodo sólo tenía seis elementos, que terminaban con el uranio (el mayor de los elementos naturales). Hoy existen varios elementos más que han sido sintetizados en el laboratorio.

Los dos grandes grupos de elementos situados en la parte inferior de la tabla en el periodo 6 se llaman *tierras raras*, y contienen la serie de los lantánidos; los elementos del séptimo periodo se llaman *actínidos*. Todos estos elementos poseen propiedades químicas parecidas (figura 2.8).

Reflexiona

Durante siglos se han disfrutado los despliegues de colores de los fuegos artificiales. Los compuestos que contienen metales alcalinotérreos se utilizan para producir los colores brillantes. En la tabla periódica, ¿qué familia integra a los metales alcalinotérreos? ¿Qué elementos componen este grupo? ¿Por qué se llaman alcalinotérreos? Comenta en el grupo tus interpretaciones y, bajo la dirección de tu maestro, obtengan la conclusión, que anotarán en su cuaderno.

Actividades

1. En tu libreta, contesta lo que se pide: *a*) ¿Qué elementos forman la familia 4? *b*) Basándote en la tabla periódica, denomina y clasifica en familias los siguientes elementos: K, Cu, Cr, C, Sn, Li, As, F, Na, Pb, Ag e I. *c*) ¿Cuántas familias y cuántos periodos de elementos se presentan en el inciso *b*? *d*) ¿Cuáles son los más reactivos? Fundamenta tu respuesta. *e*) Escribe el símbolo y el nombre de los elementos de las familias 12 y 16 e indica los elementos que forman la familia de los gases nobles.
2. Bajo la dirección de su maestro, comenten el ordenamiento de los elementos y si existe alguna discrepancia, analícenla y deduzcan a qué se debió y cómo la superaron. Corrijan, si es necesario.

2.2.4 Símbolos de Lewis y enlaces covalentes

¿Cómo se unen los átomos? ¿De qué dependen las configuraciones electrónicas? ¿Qué compuestos se forman mediante el símbolo de Lewis? ¿Cuáles con los enlaces covalentes? Ahora que has estudiado la estructura y las propiedades de los átomos, estás preparado para entender cómo se enlazan los átomos entre sí para formar compuestos. Los enlaces que se forman entre los átomos dependen de las configuraciones electrónicas de éstos, y también de cómo atraen a los electrones. Como la configuración y la atracción de los electrones son propiedades periódicas, podemos esperar que los enlaces de los átomos varíen también de manera sistemática.

Los átomos se combinan mediante reacciones para originar compuestos. La fuerza capaz de mantener unidos los átomos en un compuesto se denomina *enlace químico*.

Distribución de los electrones en el modelo atómico moderno

La estructura y el comportamiento de los átomos no se pudieron explicar por completo mediante el modelo de Bohr. ¿Cómo están distribuidos los electrones de un átomo entre sus niveles de energía? Sabemos que el átomo es eléctricamente neutro. Por cada protón en el núcleo hay un electrón en su nivel de energía. Por lo tanto, a medida que aumenta el número atómico, el número de electrones se incrementa.

En los átomos, los electrones no están distribuidos al azar, sino que se acomodan en subniveles y orbitales, de tal modo que su organización sea lo más estable posible, es decir, la de menor energía. Este arreglo de mayor estabilidad en subniveles y orbitales se denomina *configuración electrónica*.

Los electrones llenan los orbitales y los subniveles en forma ordenada porque el arreglo se inicia en los subniveles internos y continúa hacia los externos. Así, en un determinado subnivel, los electrones saturan, en primer lugar, el *orbital s* y en seguida el *p*, y así sucesivamente.

Los electrones se ordenan en determinados sitios del espacio atómico denominados orbitales. Hay cuatro tipos de orbitales: *s*, *p*, *d*, *f*, distribuidos en los distintos subniveles. El número máximo de electrones por orbital se puede ver en la tabla 2.3.

Tabla 2.3 Configuración electrónica por nivel.

Letra	Máximo número de electrones permitidos	Subnivel con el máximo número de electrones que permite
s	$2e^-$	s^2
p	$6e^-$	p^6
d	$10e^-$	d^{10}
f	$14e^-$	f^{14}

Existe un orden para distribuir los distintos subniveles que puedes observar en el diagrama de configuración electrónica de la figura 2.9.

Ahora bien, retomando el modelo atómico de Bohr, ilustraremos la distribución de los electrones en las diferentes capas o niveles de energía para algunos elementos representativos. Observa los ejemplos de la figura 2.10.

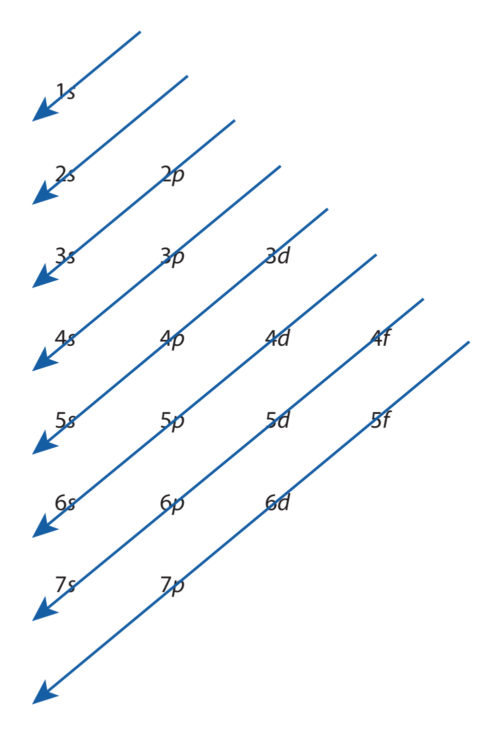


Figura 2.9 Diagrama de configuración electrónica.

Actividades

1. De manera individual, elabora en tu cuaderno la distribución de electrones de los siguientes átomos de acuerdo con el modelo de Bohr: helio, litio, berilio, boro, nitrógeno, flúor, neón, magnesio, silicio, fósforo, azufre, cloro, argón, potasio y calcio.
2. Elabora una tabla en la que registres el número de electrones en el último nivel de energía de cada modelo.
3. Con la ayuda del maestro, comenten sus representaciones y describan sus conclusiones.

Modelo de Lewis y electrones de valencia

En 1916, el químico estadounidense G. N. Lewis (1875-1946) formuló un modelo para presentar los **enlaces químicos** entre los átomos, el cual explica por qué algunos elementos se unían con otros y los compuestos formados tenían estructuras determinadas.

La teoría del octeto que Lewis propuso indica que los átomos tienden a ser estables cuando tienen ocho electrones en su **capa de valencia** (excepto hidrógeno, que posee un electrón; y el helio, que sólo tiene dos). Los únicos elementos que cumplen esta condición son los gases nobles, por lo cual son estables y casi no reaccionan con otros elementos para formar compuestos. Los demás elementos buscan

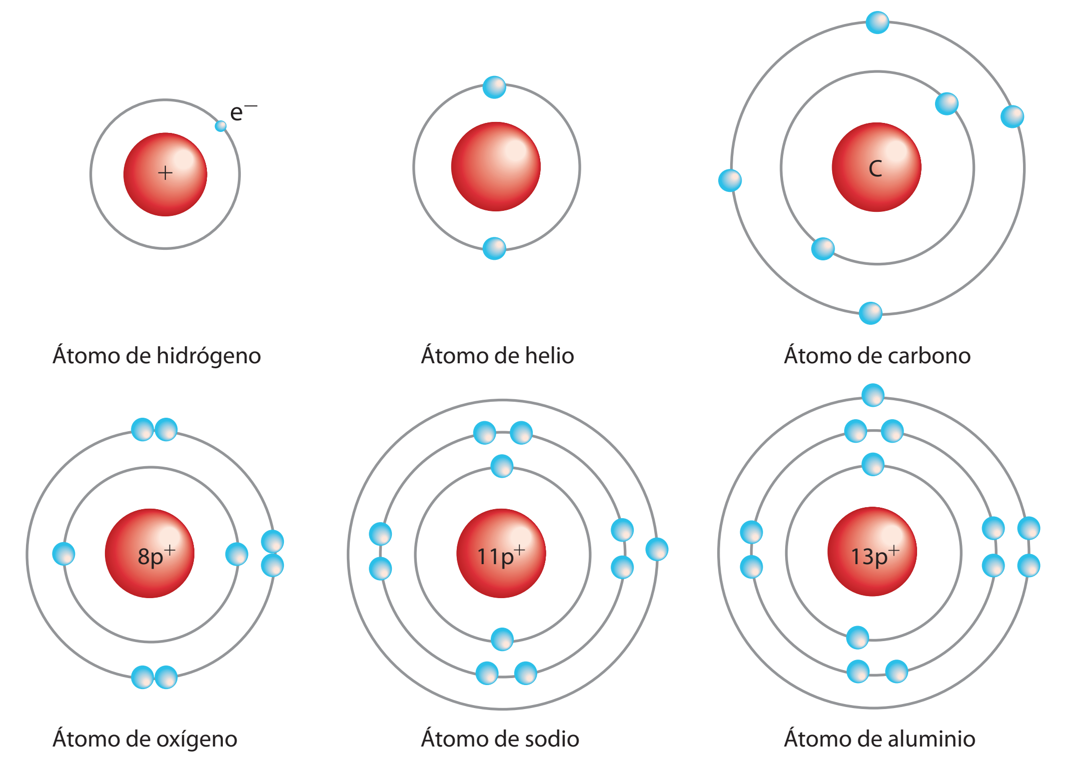


Figura 2.10 Representación de algunos átomos con el modelo atómico de Bohr.

transferir o compartir electrones hasta conseguir tener ocho de ellos en su última capa.

Lewis propuso representar los electrones de la última capa de un elemento por medio de puntos alrededor del símbolo.

Cada uno de los puntos que representan los electrones de valencia se localizan uno a uno en cada uno de los cuatro lados del símbolo en cualquier sucesión, y se completan por pares hasta haberlos usado todos (figura 2.11).

·C· ·B· Ca Rb

Li :O P· ·F:

Figura 2.11 Representación de algunos átomos con el modelo atómico de Lewis.

Actividades

1. Considera la representación propuesta por Lewis, consulta la tabla periódica y representa los electrones que corresponden a la capa de valencia de los siguientes elementos: I, Br, H, Na, O, Al, Mg, S, N, K.
2. Con la ayuda del maestro, comenten sus representaciones con los compañeros del grupo, obtengan conclusiones y anótenlas en su libreta.

Enlaces covalentes

Un enlace es *covalente* cuando todos los átomos que constituyen la molécula *comparten* sus electrones de tal manera que cada uno presenta ocho electrones en su último nivel, como los gases nobles (figura 2.12), cumpliendo así la regla del octeto. Este tipo de enlace se presenta generalmente entre *no metales*. Recuerda que las moléculas covalentes no están cargadas. Como no se han ganado ni perdido electrones, sólo se han compartido, tanto los átomos como las moléculas permanecen eléctricamente neutros.

Para saber más

Enlaces covalentes

Por lo general, los enlaces covalentes se presentan cuando los elementos están cercanos en la tabla periódica. La mayoría de los enlaces covalentes se forman entre no metales.

Las moléculas se forman al unirse dos o más átomos mediante enlaces covalentes. Entre las moléculas así integradas tenemos a los carbohidratos, los azúcares simples, las proteínas, las grasas, el ADN, la lana, el algodón y las fibras sintéticas.

Tipos de enlaces covalentes

Los enlaces covalentes se clasifican de diversas formas:

Por el número de electrones compartidos Según esta clasificación, los enlaces pueden ser sencillos, dobles o triples. El modelo con que se describen estas uniones es la representación de Lewis, que consiste en representar los átomos por medio de su símbolo con los electrones de la última capa de valencia agrupados por pares.

Las moléculas de hidrógeno y de flúor comparten un solo par de electrones, y por ello presentan **enlace covalente sencillo**. Esto se representa mediante una línea entre los átomos que une. En este caso se trata de una fórmula desarrollada: **H—H, F—F.**

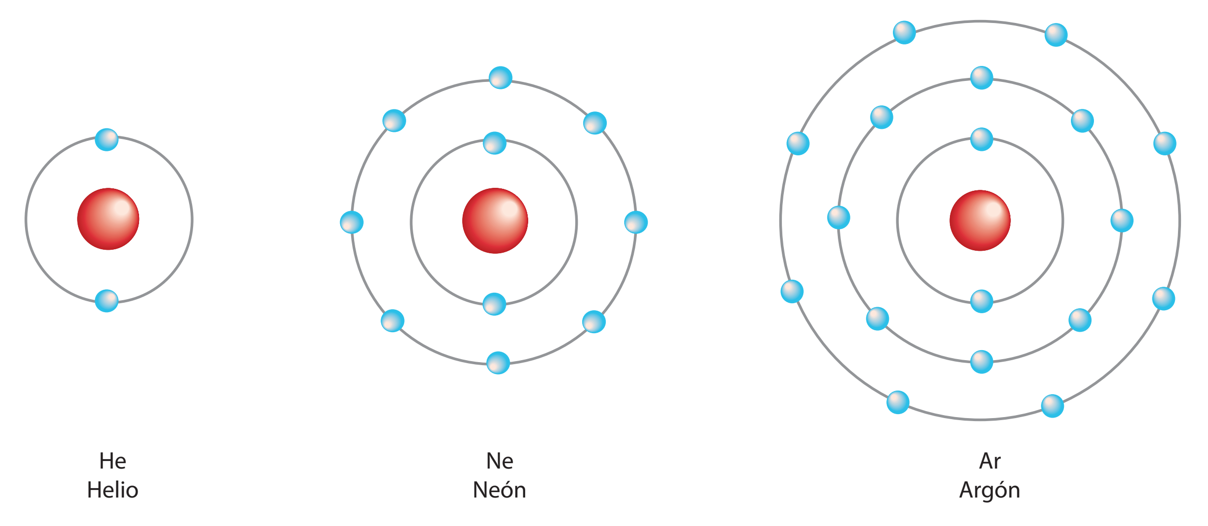


Figura 2.12 Todos los gases nobles presentan completa su capa de valencia.

La molécula de oxígeno tiene dos pares de electrones compartidos, por lo que presenta **enlace covalente doble: O=O.**

La molécula de nitrógeno tiene tres pares de electrones compartidos, por lo que posee **enlace covalente triple: N≡N.**

Por la polaridad o no polaridad del enlace Los enlaces formados entre átomos iguales son no polares; en ellos, los electrones no se desplazan hacia ninguno de los dos átomos. Las siguientes moléculas son no polares: H_2, F_2, O_2 y N_2.

Los enlaces covalentes entre átomos diferentes tienen polaridad. En estos compuestos, los electrones se desplazan hacia el átomo más negativo, el cual tiene mayor tendencia a atraer el par de electrones compartido. Por ejemplo, las moléculas del fluoruro de hidrógeno, el agua o el amoniaco son polares.

En la molécula de agua (H_2O), por ejemplo, que tiene dos enlaces covalentes polares, cada hidrógeno tiene un electrón (×) que puede compartir, y el oxígeno se une con dos hidrógenos aportando un electrón (•) a cada enlace.

Enlace covalente sencillo

Éste se presenta al formarse la molécula diatómica del hidrógeno (H_2). Sabemos que cada átomo de hidrógeno tiene un *electrón* en su capa de valencia, y cuando dos átomos de hidrógeno comparten ese electrón, ambos poseen *dos electrones* (figura 2.13).

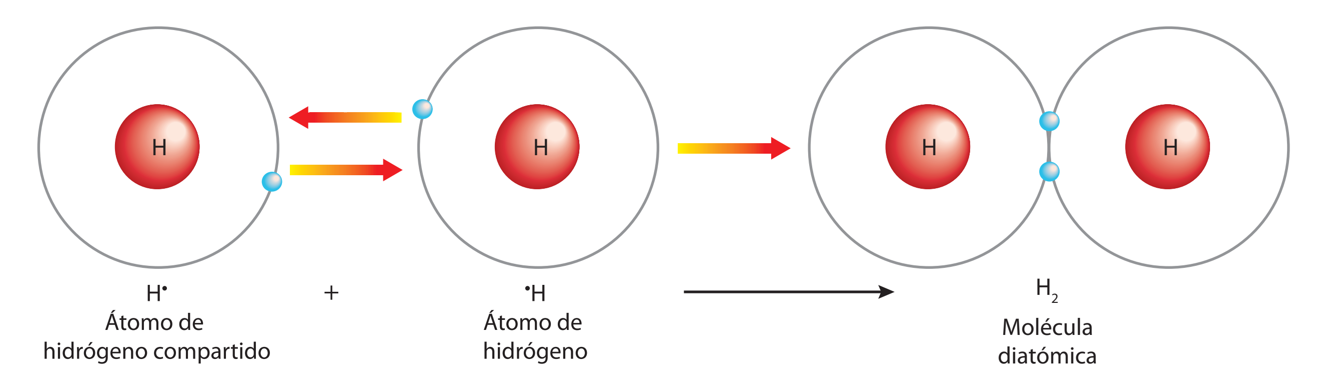


Figura 2.13 Representación de la formación de la molécula de hidrógeno.

Lo mismo sucede cuando se forma la molécula diatómica de flúor (F_2). Cada átomo tiene *siete electrones* de valencia, y si dos átomos de flúor comparten *un electrón*, ambos tendrán *ocho electrones* en su última capa (figura 2.14).

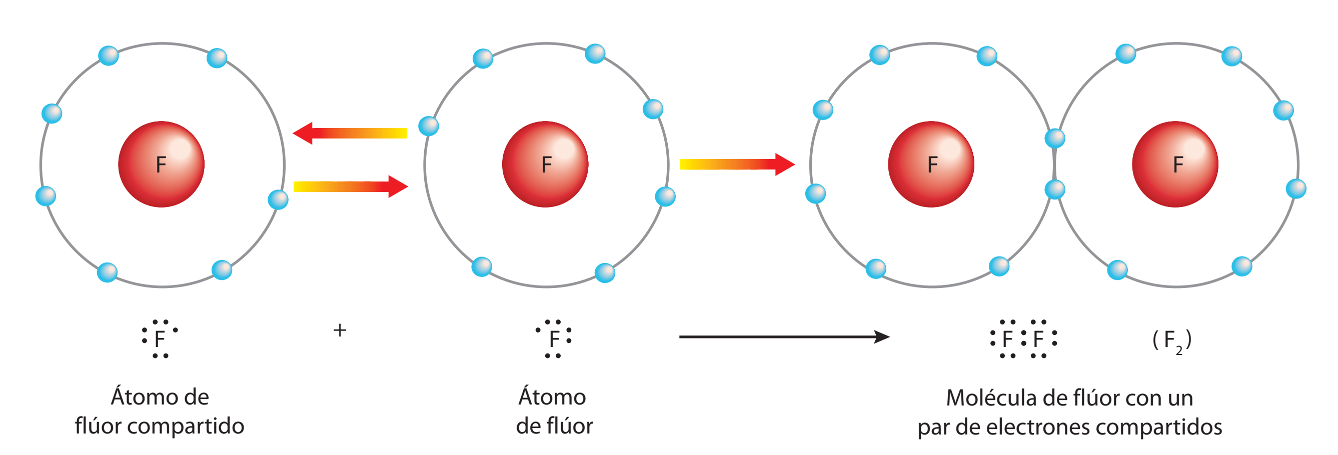


Figura 2.14 Representación de la formación de la molécula de flúor.

Enlace covalente polar

Este tipo de enlace se presenta, por ejemplo, en la molécula del agua (H_2O), que tiene dos enlaces covalentes polares. Cada hidrógeno tiene un electrón (×) que puede compartir, y el oxígeno se une con dos hidrógenos aportando un electrón (•) a cada enlace (figura 2.15).

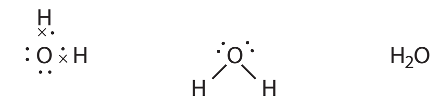


Figura 2.15 Modelo de Lewis de la molécula de agua.

Enlace doble

Algunos compuestos presentan este tipo de enlace cuando *dos átomos comparten dos pares de electrones*. Por ejemplo, cuando un átomo de oxígeno (O) se une a otro átomo de oxígeno para formar (O_2), comparte dos pares de electrones y forma un enlace covalente doble (O=O) (figura 2.16).

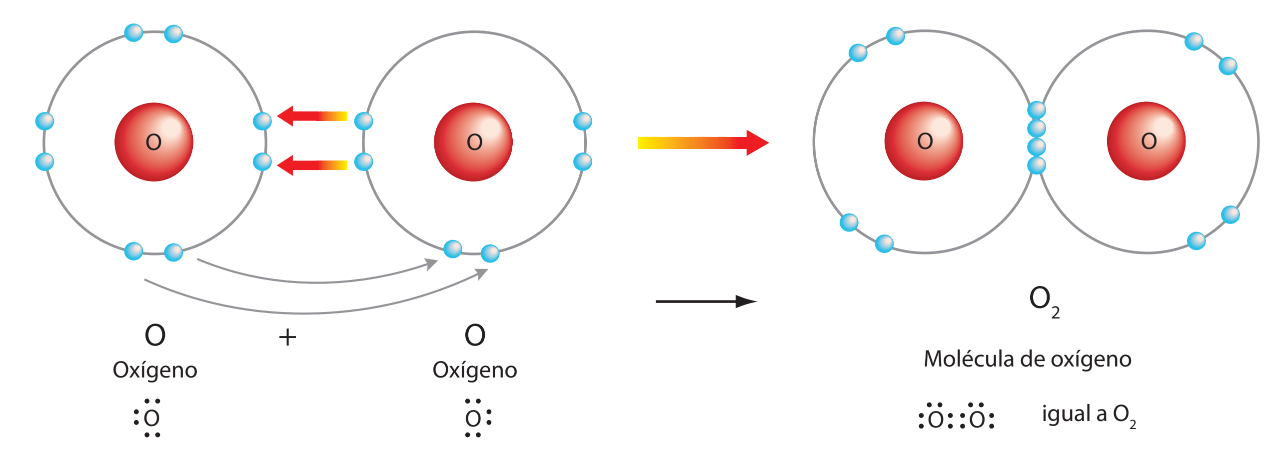


Figura 2.16 Representación de la formación de la molécula de oxígeno.

Enlace triple

El enlace triple se presenta entre dos átomos que comparten tres pares de electrones al unirse. Por ejemplo, en N_2 los dos átomos de la molécula se unen mediante un triple enlace debido a que en su última capa de valencia tiene cinco electrones y para completar el octeto forman una molécula diatómica (figura 2.17). Podemos representarla con tres líneas horizontales (N≡N).

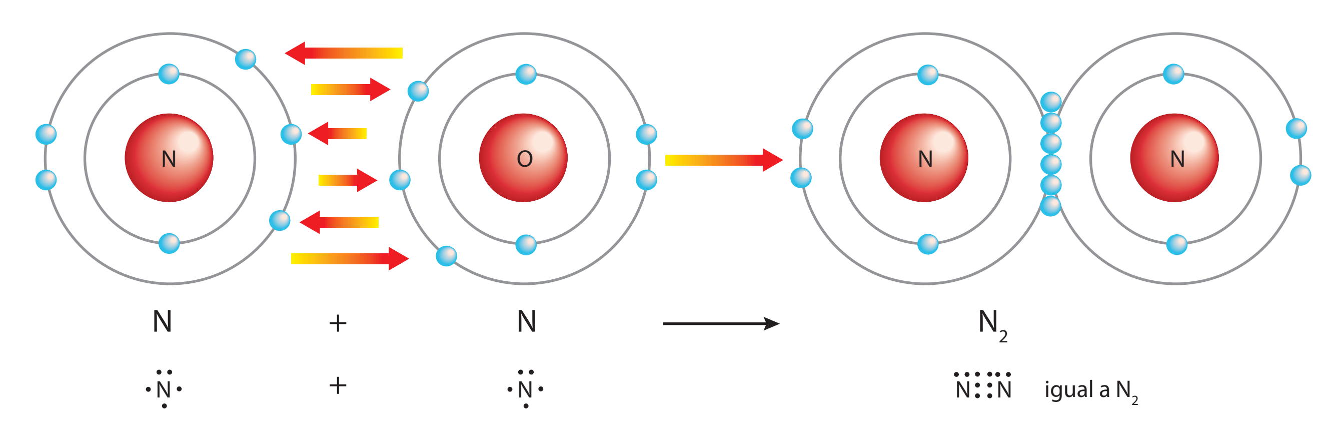


Figura 2.17 Representación de la formación de la molécula de nitrógeno.

Para saber más

Enlace metálico*

Los átomos metálicos, al unirse entre sí, comparten sus electrones de valencia y los integran en un *mar de electrones* que fluye libremente a través de todos los átomos, lo que permite su cohesión. Recuerda que los metales se representan con un modelo donde los átomos forman una red tridimensional y sus electrones de valencia (deslocalizados) se mueven libremente por toda la estructura del metal, como podrás observar en la figura 2.18. Este tipo de enlace explica algunas propiedades de los metales como:

1. La conducción del calor y la electricidad se debe al movimiento libre de los electrones entre las capas de la red metálica.
2. La maleabilidad y ductibilidad se debe a que las capas de cationes metálicos se deslizan unas sobre otras.
3. La alta densidad de los metales es resultado del reducido espacio entre los átomos.

* Se sugiere leer el libro: Chamizo, J. A., *¿Cómo acercarse a la química?*, ADN Editores, SEP, Colección Libros del Rincón, México, 2002. También puedes obtener información en la siguiente página electrónica: http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm

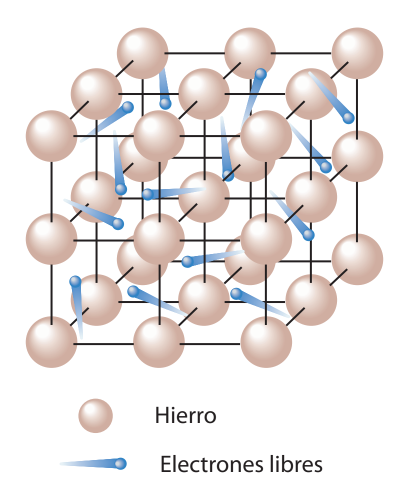


Figura 2.18 En el interior de una red metálica, los electrones deslocalizados (en azul) se mueven libremente y dan forma a un "mar de electrones", lo cual permite la conducción eléctrica en metales como el hierro y el cobre.

2.2.5 Reacciones de combustión

En la primera unidad estudiaste algunas reacciones químicas de tu entorno; por ejemplo, cuando una hoja de papel arde, una manzana madura o un clavo se oxida. ¿Qué opinas, las propiedades físicas y químicas de la sustancia cambian o son las mismas? ¿Por qué? ¿Qué cambios fueron rápidos y cuáles se realizaron lentamente? Explica.

En los ejemplos anteriores ha ocurrido una **reacción química**, la cual es un proceso bien definido que provoca la formación de nuevas sustancias con propiedades diferentes a las de los compuestos originales.

Cuando el papel arde se produce una reacción química de **combustión** porque el oxígeno del aire se combina con las sustancias del papel. Se producen nuevos productos sólidos y gaseosos y se libera gran cantidad de energía en forma de luz y calor, razón por la cual estas reacciones se les conoce como exotérmicas.

Como el oxígeno se puede combinar de esta manera con muchas sustancias, las reacciones de combustión son frecuentes. *Las combustiones tienen un consumo elevado de oxígeno, desprendimiento de dióxido de carbono (CO_2), vapor de agua (H_2O) y producción de luz y calor.*

El llamado *gas natural* es un combustible fósil que se forma esencialmente de **metano** (CH_4)**,** además de otros componentes como etano, propano, butano y pentano, que pertenecen al grupo de los hidrocarburos. Por lo general, el gas natural se utiliza como combustible.

Otra reacción de combustión importante incluye el gas metano y el oxígeno, y produce dióxido de carbono, agua y energía en forma de luz y calor:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + \text{Energía (luz y calor)}$$

Esta reacción produce la flama del mechero Bunsen y de las estufas de gas; así, podemos decir que la reacción de metano con oxígeno es una reacción de oxidorreducción y de combustión. Existen muchas reacciones de combustión; la mayoría se emplean para suministrar calor o electricidad en los hogares, en la industria y para el transporte.

Todos los hidrocarburos contienen carbono (C) e hidrógeno (H_2), que al entrar en combustión con el oxígeno dan origen a los mismos productos que se obtienen a partir del metano (CH_4):

$$\text{Hidrocarburo + oxígeno} \rightarrow \text{dióxido de carbono + agua + energía}$$

Otros ejemplos son los siguientes:

a) Al arder en el aire, el gas **etano** produce dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua:

$$2C_2H_{6(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 6H_2O_{(g)} + \text{Energía (luz y calor)}$$

b) La combustión del **propano** se utiliza para calentar los hogares en zonas rurales:

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)} + \text{Energía (luz y calor)}$$

c) La combustión de la gasolina, que se usa como combustible de automóviles y camiones produce:

$$2C_8H_{18(g)} + 25O_{2(g)} \rightarrow 16CO_{2(g)} + 18H_2O_{(g)}$$

2.2.6 Reacciones exotérmicas y endotérmicas

¿Te parecen familiares los términos *exotérmico* y *endotérmico*? ¿Conoces su significado? Al observar la explosión de juegos pirotécnicos se advierte que éstos emiten una gran cantidad de energía. Sin embargo, otras reacciones necesitan bastante energía para activarse y mantenerse durante determinado tiempo. ¿Reconoces la siguiente reacción?

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{luz}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

La palabra *luz* sobre la flecha significa que la participación de ésta es necesaria para que ocurra la reacción. Las plantas producen su alimento por medio de un proceso llamado **fotosíntesis**. La reacción fotosintética sólo se lleva a cabo en presencia de la luz. Las plantas verdes absorben energía de la luz del sol; esta energía se transforma en energía química a medida que el dióxido de carbono (CO_2) y el agua (H_2O) se combinan para formar glucosa y oxígeno. Una reacción energéticamente *cuesta arriba*, que durante la reacción absorbe energía del entorno, se llama **reacción endotérmica**. Donde ocurre una reacción endotérmica es necesario aportar energía al sistema, de forma que:

$$\text{Reactivos + Energía} \rightarrow \text{Productos}$$

Otras reacciones endotérmicas (que absorben energía) son:

a) La formación de ozono, pues debido a la presencia de luz solar (hv: radiación ultravioleta) se rompe la molécula de oxígeno, y uno de los átomos de oxígeno reacciona con otra molécula de O_2:

$$O_2 + hv \rightarrow O + O$$
$$O + O_2 \rightarrow O_3$$

b) En la reacción de destrucción de ozono la presencia de luz solar rompe la molécula y queda una molécula de oxígeno y un átomo suelto que reacciona con otra molécula de ozono, lo que da lugar a dos átomos de oxígeno:

$$O_3 + hv \rightarrow O_2 + O$$
$$O + O_3 \rightarrow O_2 + O_2$$

c) El calentamiento del carbonato de plomo (II) ($PbCO_3$), un sólido blanco que se descompone, forma óxido de plomo (II) (PbO) y dióxido de carbono (CO_2).

$$PbCO_3 + \text{calor} \rightarrow PbO + CO_2$$

En esta reacción, el carbonato de plomo (II) tiene menos energía que los productos obtenidos.

d) Otra reacción endotérmica es la descomposición del óxido de mercurio (II) (HgO), en la cual la energía de los productos formados supera a la de los reactivos:

$$2HgO + \text{calor} \rightarrow 2Hg + O_2$$

En resumen, cuando en un sistema existe una reacción endotérmica, hay un flujo de energía que va del entorno hacia el reactivo del sistema.

Ahora bien, el **calor de reacción** es la cantidad de calor que se desprende o absorbe en una reacción química. Su unidad de medida es el kJ/mol. Esta cantidad de calor se refiere a una reacción balanceada de una manera determinada y en condiciones de presión y temperatura estipuladas (25°C y 1 atm de presión). Por ejemplo, en la reacción de formación del agua a 25°C y 1 atm de presión:

$$H_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O$$

se desprenden 286 kJ por cada mol de agua formada.

Ya mencionamos que la explosión de los juegos pirotécnicos es una reacción exotérmica, ya que produce luz, sonido y energía térmica; de igual forma, al encender un cerillo se desprende energía calorífica y luminosa. Las reacciones en que la energía de los productos formados es inferior a la de los reactivos se llaman **reacciones exotérmicas**, lo que significa que la reacción es *cuesta abajo* porque en el transcurso de una reacción endotérmica el sistema de reactivos libera energía, de manera que:

$$\text{Reactivos} \rightarrow \text{Productos} + \text{Energía}$$

Ejemplo de lo anterior es que al calentar una mezcla de aluminio y óxido de fierro (III) (aluminotermia) tenemos:

$$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3 + \text{Energía}$$

Resumiendo, cuando en un sistema se presenta una reacción exotérmica, hay un flujo de energía que va del sistema de reactivos hacia el entorno.

Actividades

1. La reacción de la descomposición del agua en sus elementos es endotérmica:

$$H_2O \longrightarrow H_2 + \tfrac{1}{2} O_2$$

¿Qué contiene más energía, un mol de agua o un mol hidrógeno más medio mol de oxígeno? Fundamenta tu respuesta.

2. Indica cuáles de las siguientes reacciones son endotérmicas y cuáles exotérmicas:

a) $N_2 + O_2 + \text{energía} \longrightarrow 2NO$

b) $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

c) $Si + 2Cl_2 \longrightarrow SiCl_4 + 657\ kJ$

d) $CaCO_3 + \text{energía} \longrightarrow CaO + CO_2$

2.2.7 Calores de combustión

¿Sabes cuánta energía está implicada en una reacción química? ¿Cómo puedes averiguarlo? ¿De dónde viene esta energía? ¿Qué entiendes por calor de combustión?

Actividades

Tomando en cuenta los conocimientos que has adquirido con respecto a oxidaciones, contesta: ¿Se puede encender una vela en la ionosfera y la exosfera? Bajo la dirección de tu maestro, comenta tu respuesta con tus compañeros.

Si acercas una flama al pabilo de una vela, ésta se enciende y se quema. Estos sucesos son tan comunes que tal vez no adviertes que se realizan reacciones químicas complejas. La combustión de una vela incluye reacciones químicas de la parafina (compuesta por alcanos) con el oxígeno a temperaturas elevadas. En el proceso de combustión de un combustible se tienen como productos CO_2 y H_2O; el caso de la parafina se puede representar como sigue:

$$\underset{\text{Parafina}}{C_{25}H_{52}} + \underset{\text{Oxígeno}}{38O_2} \rightarrow \underset{\text{Dióxido de carbono}}{25CO_2} + \underset{\text{Vapor de agua}}{26H_2O} + \text{Energía térmica}$$

Ésta es una reacción exotérmica. La energía que se desprende durante el proceso de formación de los enlaces en las moléculas de los productos (CO_2 y H_2O) es mayor que la energía necesaria para romper los enlaces en las moléculas reaccionantes de parafina y oxígeno.

- El **calor de combustión** (ΔH_{comb}) es la cantidad de energía térmica que se libera cuando se quema una determinada cantidad de sustancia.
- El **calor de combustión molar** es la energía térmica liberada cuando se quema un mol de una sustancia.

Al quemarse, los combustibles desprenden energía. Pero, ¿qué cantidad de energía desprenden? ¿Cómo puede medirse la cantidad de energía liberada?

La energía se mide en joules, cuyo símbolo es **J**. El símbolo para un kilojoule es **kJ**, que equivale a 1 000 J. En química se indica el contenido energético de una sustancia mediante la **entalpía,** o simplemente calor de reacción, y se representa por ΔH. Para facilitar su manejo, el signo ΔH es positivo en las reacciones endotérmicas y negativo en las exotérmicas:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = H_{(\text{productos})} - H_{(\text{reactivos})}$$

Cambios energéticos para las reacciones químicas

Como es difícil determinar el valor absoluto de la entalpía de las sustancias, se les ha asignado un valor de cero a todos los elementos que se encuentran en un *estado estándar*, o sea, a 25°C y 1 atm de presión. La tabla 2.4 indica las entalpías de formación estándar de diferentes sustancias comunes.

Tabla 2.4 Entalpías de formación estándar.

Sustancia	Fórmula	ΔH_{comb} (kJ/mol)	H_{form} (kJ/mol)
Sacarosa (azúcar refinada)	$C_{12}H_{22}O_{11}$	−5 644	
Agua líquida	H_2O	−286	−286
Dióxido de carbono	CO_2	−394	−394
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	−2 808	
Propano	C_3H_8	−2 219	−105
Metano	CH_4	−891	−75
Carbono (grafito)	C	−394	
Hidrógeno	H_2	−286	

Fuente: Dingrando *et al. Química, materia y cambio*, McGraw-Hill, México, 2002, p. 501.

Partiendo de este valor estándar se puede calcular el calor que se produce durante la formación de un compuesto a partir de sus componentes. Por ejemplo:

a) Cuando se produce 1 mol (18 g) de agua líquida a partir del hidrógeno y oxígeno gaseosos, se liberan −286 kJ de energía:

$$H_2 + ½\, O_2 \rightarrow H_2O$$

Si

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = H_{(\text{productos})} - H_{(\text{reactivos})} = -286 \text{ kJ}$$

Entonces:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = H_{(\text{productos})} - 0 = -286 \text{ kJ}$$

La reacción es exotérmica porque el valor de la entalpía es negativo.

b) Para determinar el cambio de entalpía en la siguiente ecuación balanceada, tenemos que:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Si:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = H_{(\text{productos})} - H_{(\text{reactivos})}$$

Entonces:

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = H_{(\text{productos})} - 0$$

Sustituyendo:

$$\Delta H_{(\text{reactivos})} = \Delta H_{(CH_4)} + \Delta H_{(O_2)} = -75 \text{ kJ} + 0 \text{ kJ} = -75 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{(\text{productos})} = \Delta H_{(CO_2)} + \Delta H_{(H_2O)} = -394 \text{ kJ} + (-572 \text{ kJ}) = -966 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{(\text{reacción})} = -966 \text{ kJ} - (-75 \text{ kJ}) = -891 \text{ kJ}$$

La reacción es exotérmica porque el valor de la entalpía es negativo.

Si el calor de combustión se representa como la energía que se produce al quemar un gramo de combustible (kJ/mol), entonces con estos valores se puede determinar la energía térmica que se libera cuando se quema cualquier cantidad de masa de un combustible.

Por ejemplo: ¿Cuánta energía térmica podrá liberarse si se queman 10 moles de metano, CH_4 (160 g)? La tabla 2.4 indica que cuando se quema 1 mol (16 g) de metano se liberan −891 kJ/mol de energía. Quemar 10 veces más metano producirá 10 veces más energía térmica, es decir: $10 \times -891 = -8\,910$ kJ. También se puede expresar: 10 moles de metano $\times$ −891 kJ/mol = −8 910 kJ.

Actividades

1. ¿Cuánta energía se libera al quemar por completo 18 moles de carbono (C) (grafito)?
2. ¿Cuánta energía térmica se produce al quemar 3 moles de glucosa?
3. Fundamenta tus respuestas.

2.2.8 Energías de enlace

¿Por qué se unen los átomos? ¿Podrías mencionar al menos cinco compuestos simples como el agua? ¿Sabes cómo se forman estos compuestos? Sabemos que la manera en que

los átomos se enlazan ejerce un efecto profundo sobre las propiedades físicas y químicas de las sustancias; entonces, ¿qué es un enlace químico? Aunque esta pregunta se puede responder de diversas formas, el **enlace químico** se define como la fuerza que mantiene unidos a grupos de dos o más átomos y hace que funcionen como unidad. Por ejemplo, en el agua la unidad fundamental es la molécula H—O—H, cuyos átomos se mantienen juntos por dos enlaces O—H.

Se obtiene información acerca de la fuerza del enlace midiendo la energía. Cuando un átomo pierde un electrón, se habla de *energía de ionización,* y el término *afinidad electrónica* significa la fuerza de atracción entre los electrones. Los gases nobles presentan elevadas energías de ionización y bajas afinidades electrónicas. Por lo tanto, estos elementos son **estables** y tienen poca reactividad química.

La configuración de los gases nobles tiene saturado el último nivel de energía (figura 2.19). En el caso del helio (He), su único nivel electrónico se encuentra saturado con dos electrones ($1s^2$). Los demás gases nobles presentan configuración electrónica de ocho electrones en su última capa (ns^2np^2).

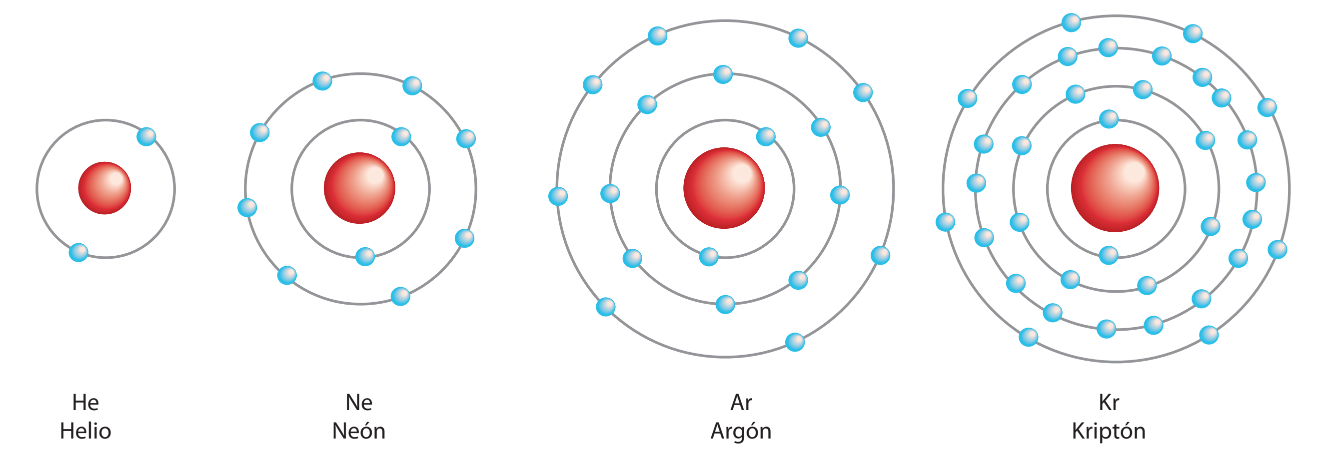


Figura 2.19 Electrones de valencia de algunos gases nobles.

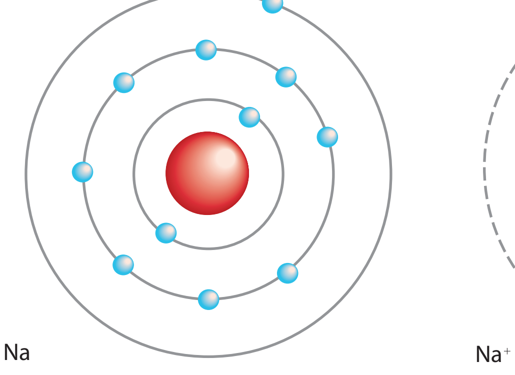
A los electrones del último nivel se les llama **electrones de valencia,** y se les considera responsables de los enlaces entre los átomos para formar compuestos.

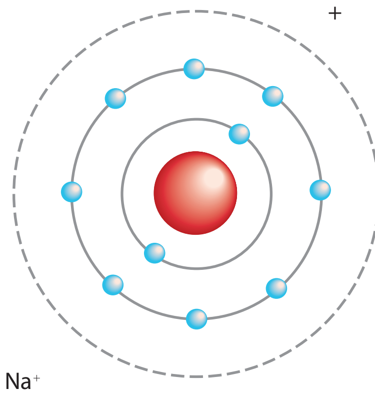
Llamamos **valencia** a la capacidad de combustión de un átomo de determinado elemento. Por ejemplo, el hidrógeno (H_2) sólo puede unirse a otro átomo (valencia 1), mientras que el oxígeno puede hacerlo con dos átomos (valencia 2). Los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones y de electrones, por lo que son eléctricamente neutros. Sin embargo, los electrones pueden ser cedidos a otros átomos, lo que altera su carga eléctrica.

Estos átomos con carga se denominan **iones**. Cuando un átomo cede electrones, queda con exceso de protones y su carga es positiva. El ión resultante recibe el nombre de **catión**. Por lo contrario, si un átomo recibe los electrones que otro átomo cede, su carga será negativa y a ese ión se le denomina **anión**.

En realidad, *los átomos tienden a ser estables.* Algunos elementos tienen pocos electrones en su última capa. Por ejemplo, el sodio (Na) tiene un total de 11 electrones, distribuidos dos en la primera capa, ocho en la segunda y uno en la tercera, que es su última capa de valencia. Si el sodio cede el electrón de la tercera capa, la segunda, que tiene ocho, queda como su capa más externa (figura 2.20). De este modo el sodio adquiere una configuración electrónica estable, que puede representarse como:

Figura 2.20 Al perder un electrón, el sodio se transforma en un ión positivo, con valencia 1^+.





$$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$$

También es posible que un elemento tenga muchos electrones en su última capa y que resulte más favorable ganar electrones con el fin de completar su última capa. Por ejemplo, el oxígeno, que tiene el número atómico 8, presenta seis electrones en su última capa de valencia. Si acepta dos electrones para completar su última capa, adquiere una configuración electrónica más estable (figura 2.21), lo que se representa como:

$$O + 2e^{-} \rightarrow O^{2-}$$

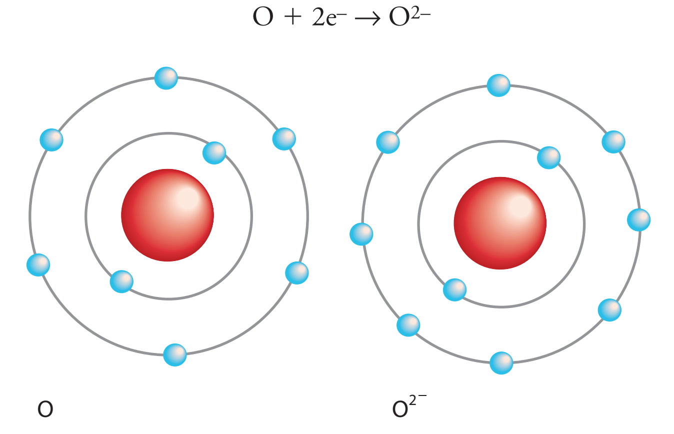


Figura 2.21 Al aceptar dos electrones, el oxígeno se transforma en un ión negativo, con valencia 2^{-}.

Actividades

1. En la tabla periódica, localiza los siguientes elementos: fósforo, azufre, potasio y calcio.
2. Escribe su configuración electrónica y dibuja cuántos electrones poseen en su última capa.
3. Indica cómo obtienen una configuración de gas noble.
4. ¿Cómo pueden obtener una configuración estable los átomos de fósforo y de azufre?
5. Con la ayuda del maestro, comenten sus respuestas con los compañeros del grupo y obtengan conclusiones que anotarán en su libreta.

2.3 Calidad del aire

2.3.1 Principales contaminantes y fuentes de contaminación

La contaminación del aire es uno de los problemas más serios que enfrenta la humanidad, y en especial ciertas ciudades, como la de México. ¿De dónde proviene la contaminación del aire? ¿Cuáles son los principales contaminantes del aire? ¿Conoces alguna fuente de contaminación del aire?

Continuamente el aire atmosférico recibe contaminantes, como los gases de desecho que emiten diferentes industrias durante sus procesos. Las fuentes principales de contaminación del aire son el transporte y la producción de energía eléctrica. La utilización de combustibles en los vehículos produce monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), óxido nitroso (NO) y óxido nítrico (NO_2); además, se suman partículas emitidas del petróleo empleado como combustible.

La combustión del carbón y el petróleo en las plantas generadoras de energía origina gases contaminantes como dióxido de nitrógeno (NO_2) y dióxido de azufre (SO_2). Dichos gases reaccionan ante la presencia de la luz y producen esmog fotoquímico. El dióxido de azufre (SO_2) atmosférico, al combinarse con el oxígeno del aire, reacciona y genera trióxido de azufre (SO_3), que a su vez se combina con el agua de la atmósfera formando ácido sulfúrico (H_2SO_4), principal constituyente de la lluvia ácida.

Actividades

1. En equipos realicen una investigación. Seleccionen uno de los temas: monóxido de carbono (CO); dióxido de carbono (CO_2); óxido nitroso (NO); óxido nítrico (NO_2); dióxido de azufre (SO_2); trióxido de azufre (SO_3) o ácido sulfúrico (H_2SO_4). Se recomiendan las siguientes lecturas:
   - Chamizo, A. y Garritz, A. (1991). *Química terrestre*, Col. La Ciencia para Todos, núm. 97, Fondo de Cultura Económica, México.
   - Molina, Luisa T. (2005). *La calidad del aire en la megaciudad de México: Un enfoque integral*, Fondo de Cultura Económica, México.
   - Wark, Kenneth (2007). *Contaminación del aire*, Editorial LIMUSA, México.
2. Comenten y discutan en el grupo la importancia de conocer y comprender la contaminación del aire y las principales fuentes contaminantes.
3. Elaboren entre todo el grupo una conclusión general sobre el trabajo realizado y escríbanla en su cuaderno.

Óxidos de azufre y precipitación ácida

Los óxidos de azufre reaccionan con la humedad atmosférica y forman el ácido sulfúrico, que es un ácido corrosivo que destruye el tejido vivo, los materiales textiles y de construcción. El SO_2, el SO_3 y el H_2SO_4 como niebla, penetran a los pulmones produciendo una sensación de ahogo. Si estos contaminantes persisten, ocasionan daños graves en la garganta y los pulmones de los seres aerobios.

El dióxido y trióxido de azufre, al combinarse con el agua de lluvia forman ácido sulfúrico. A este fenómeno se le llama *lluvia ácida* (que estudiaremos en el tema 2.3.7).

Óxidos de nitrógeno

El nitrógeno, elemento más abundante en la atmósfera, es relativamente inactivo; sin embargo, reacciona con el oxígeno si se pasa a través de una mezcla de ambos una descarga eléctrica de alto voltaje (o la de un rayo), lo que genera monóxido de nitrógeno. En el motor de un automóvil también se originan monóxido y dióxido de nitrógeno según la reacción:

$$N_2 + O_2 \text{ a alto voltaje} \rightarrow 2NO$$

El monóxido de nitrógeno se combina con más oxígeno del aire para formar dióxido de nitrógeno:

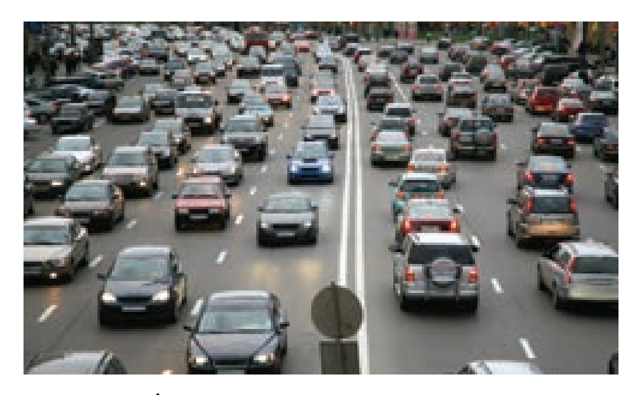
$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

El NO_2 producido durante las tormentas eléctricas se disuelve en el agua de lluvia formando una mezcla diluida de los ácidos nitroso (HNO_2) y nítrico (HNO_3):

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$$

Una región de lluvias moderadas recibe, por la mezcla de estos ácidos, de 2 a 3 toneladas de nitrógeno por hectárea durante un año. De esta manera, gran parte del nitrógeno elemental del aire se transforma en compuestos nitrogenados que se depositan en el suelo y que los vegetales usan como alimento. Éste es un proceso natural de *fijación del nitrógeno.*

Sin embargo, el efecto de los óxidos de nitrógeno suspendidos en el aire sobre las personas en los centros urbanos congestionados origina desde una irritación ligera hasta serias complicaciones pulmonares o incluso la muerte (figura 2.22).



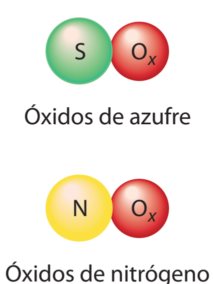




Figura 2.22 Óxidos de nitrógeno y azufre Estos óxidos se originan durante los procesos industriales y el empleo de combustibles en los vehículos automotores, entre otros. Al combinarse con el agua atmosférica originan la *lluvia ácida*, nociva para la flora, fauna y los seres humanos.

Convertidor catalítico

Debido al aumento de la contaminación atmosférica en el ámbito mundial, muchas empresas automovilísticas han unido sus fuerzas para disminuir, en lo posible, los gases contaminantes nocivos, como los monóxidos de nitrógeno y de carbono que origina la combustión de la gasolina en los motores de automóvil.

La moderna tecnología aplicada en los autos recientes incluye convertidor catalítico (figura 2.23), el cual contiene determinados componentes que le permiten transformar los

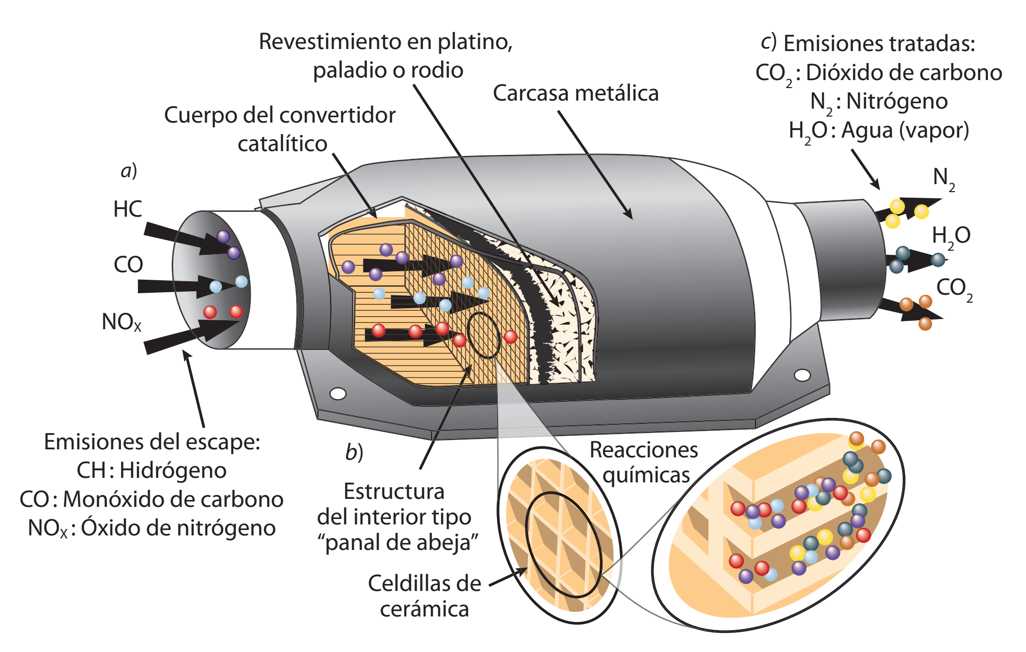


Figura 2.23 Convertidor catalítico Los gases producto de la combustión entran al convertidor catalítico (*a*), el cual se construye con celdas de cerámicas de rodio, paladio y platino (*b*). En estas celdas se transforman los hidrocarburos (HC), óxidos de nitrógeno (NO_x) y monóxido de carbono (CO) en gases inocuos (N_2, CO_2, H_2O) que se emiten al ambiente (*c*).

monóxidos de nitrógeno (NO) y de carbono (CO), altamente nocivos y contaminantes, en nitrógeno gaseoso (N_2) y dióxido de carbono (CO_2), que al liberarse en la atmósfera no ocasionan los peligros contaminantes de los otros gases.

La mayoría de los países tienen, en mayor o menor proporción, los contaminantes que indica la figura 2.24

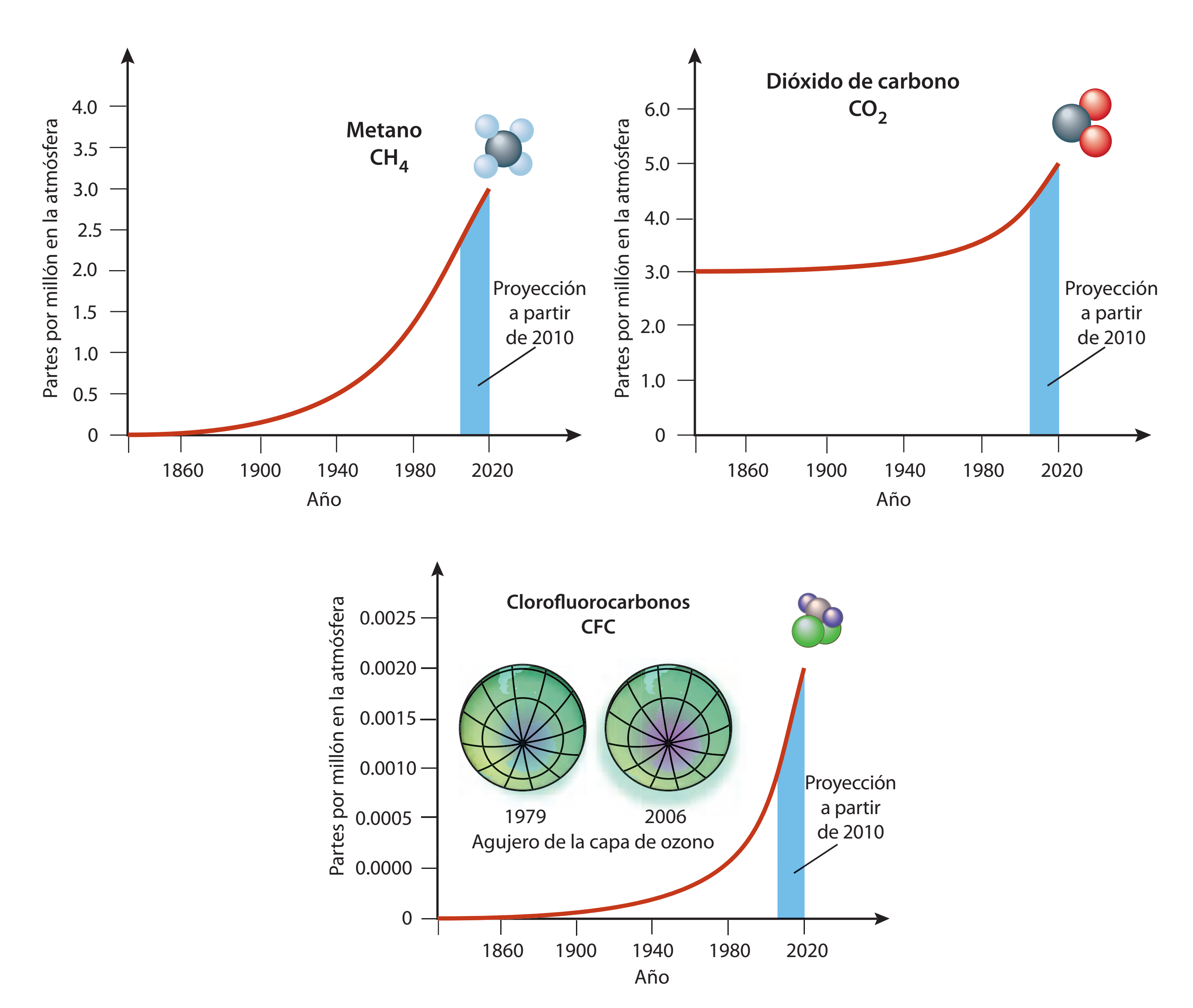


Figura 2.24 Los agentes contaminantes constituyen no sólo un problema ecológico: son también un problema de salud para los seres vivos. En las gráficas, la proyección del incremento de tres de los contaminantes más peligrosos: metano, dióxido de carbono y clorofluorocarbonos (CFC). La larga vida de los CFC, aunado a su gran resistencia a los cambios climáticos, permite que asciendan a la estratosfera, en donde reaccionan con la capa de ozono y ocasionan un agujero que crece año con año y que deja ingresar a la Tierra a los rayos ultravioleta, los cuales amenazan la vida en el planeta.

2.3.2 Partes por millón (ppm)

La medición de los niveles de contaminación se ha vuelto una actividad diaria en las grandes ciudades. En la Ciudad de México se emplean unidades, llamadas *IMECA* (Índice Metropolitano de la Calidad del Aire), que no corresponden a un dato específico de concentración. Este sistema asigna el valor de 100 a la máxima concentración que puede considerarse tolerable para cada contaminante. Analiza las tablas 2.5 y 2.6, relacionadas con este tema, y entenderás mejor la información noticiosa con respecto al aire que respiras.

Tabla 2.5 Índice Metropolitano de la Calidad del Aire de la Ciudad de México.

IMECA	O_3 [ppm]		NO_3 [ppm] –20	SO_2 [ppm] –19	CO_2 [ppm] –21	PM_{10} [$\mu g/m^3$] –22	$PM_{2.5}$ [$\mu g/m^3$] (22, 23)
0-50	0.000-0.055		0.000-0.105	0.000-0.065	0.00-5.50	0-60	0-15.4
51-100	0.056-0.110		0.106-0.210	0.066-0.130	5.51-11.0	61-120	15.5-40.4
101-150	0.111-0.165		0.211-0.315	0.131-0.195	11.01-16.50	121-220	40.5-65.4
151-200	0.166-0.220		0.316-0.420	0.196-0.260	16.51-22.00	221-320	65.5+150.4
>200	>0.200		0.42	0.26	>22.00	>320	>150.4
Exposición aguda	0.11 ppm	0.08 ppm	0.21 ppm	0.13 ppm	0.11 ppm	0.50 $\mu g/m^3$	65 $\mu g/m^3$
Concentración y tiempo promedio	(1 hora) (8 horas)		(1 hora)	(24 horas)	(8 horas)	(24 horas)	(24 horas)
Exposición aguda. Frecuencia máxima aceptable	1 vez al año	4 veces al año	1 vez al año	1 vez al año	1 vez al año	1 vez al año	1 vez al año
Exposición crónica Concentración tiempo promedio				0.033 ppm Promedio aritmético anual		0.50 $\mu g/m^3$ Promedio aritmético anual	15 $\mu g/m^3$ Promedio aritmético anual

Fuente: www.sma.df.gob.mx/simat/PCAA/noviembre06_29_141_imeca.pdf

Tabla 2.6 Desc riptores del Índice Metropolitano de la Calidad del Aire.

IMECA	Condición	Efectos de salud
0-50	Buena	Adecuada para llevar a cabo actividades al aire libre.
51-100	Regular	Posibles molestias en niños, adultos mayores y personas con enfermedades.
101-150	Mala	Causante de efectos adversos a la salud en la población, en particular, los niños y los adultos mayores con enfermedades cardiovasculares y/o respiratorias como el asma.
151-200	Muy mala	Causante de efectos adversos a la salud en la población, en particular, los niños y los adultos mayores con enfermedades cardiovasculares y/o respiratorias como el asma.
>200	Extremadamente mala	Causante de efectos adversos a la salud en la población. Se pueden presentar complicaciones graves en los niños y los adultos mayores con enfermedades cardiovasculares y/o respiratorias como el asma.

Para saber más

Disoluciones en ppm

Cuando una disolución concentrada se diluye con nueve partes de agua, forma una concentración 1/10, es decir, sólo la décima parte de la disolución corresponde a la sustancia concentrada original. Si ahora tomamos la décima parte de la disolución obtenida y la diluimos de nuevo con nueve partes de agua, entonces la concentración será de 1/100, es decir, sólo la centésima parte corresponderá a la sustancia original. Si nuevamente tomamos una parte y le adicionamos nueve partes de agua, entonces nuestra concentración será de 1/1000. Si se sigue el procedimiento, se obtendrán las siguientes concentraciones: 1/10 000, 1/100 000 y, finalmente, 1/1 000 000 (sólo habrá una millonésima parte de la sustancia original. A esta unidad se le conoce como partes por millón (ppm).

Con la anterior explicación ya puedes entender qué significa el Índice Metropolitano de la Calidad del Aire (IMECA), ya que el nivel aproximado de contaminación se expresa en partes por millón.

2.3.3 Ozono y alotropía

Algunos elementos de la tabla periódica pueden presentarse en la naturaleza con diferentes apariencias. En este caso no nos referimos a que el elemento forme compuestos o que esté mezclado con otras sustancias, sino que en estado de pureza sus átomos pueden acomodarse de diferentes formas y dar origen a sustancias aparentemente distintas.

A este fenómeno se le conoce como *alotropía*, y a cada forma diferente de un elemento se le llama **alótropo**. Entre los elementos que tienen alótropos podemos mencionar el oxígeno, el azufre, el fósforo y el carbono.

Ozono

Una forma alotrópica del oxígeno es el ozono; su molécula contiene tres átomos de oxígeno (O_3), en tanto que el oxígeno tiene dos átomos por molécula (O_2).

Propiedades El ozono es un gas de color azul muy tenue, de olor característico penetrante y fuerte, más pesado que el oxígeno y químicamente más activo. Por su actividad química puede oxidar la plata y el mercurio.

El ozono es un contaminante importante del aire de las grandes ciudades; se forma cuando el oxígeno reacciona, ante la presencia de luz solar, con otros contaminantes, como óxido de nitrógeno, que generan los vehículos automotores y procesos industriales. Así, el ozono, indispensable en la estratosfera para proteger la vida (ver la sección 2.3.9.), resulta muy perjudicial si se tiene contacto directo con él, pues es muy irritante.

2.3.4 Las radiaciones del sol y el esmog fotoquímico

¿Qué son las radiaciones solares? ¿De dónde vienen? ¿En qué consiste el esmog fotoquímico? ¿Qué consecuencias tiene éste sobre la salud de los seres vivos? El sol es el centro del sistema planetario, es la fuente de energía primordial para el ser humano, es una esfera amarilla gigantesca que produce energía por fusión. Su vida se inició hace aproximadamente cinco mil millones de años, y brillará durante otro lapso semejante. Su atmósfera está compuesta de hidrógeno y helio; en su interior se transforman en helio (He) alrededor de 400 000 000 de toneladas de hidrógeno (H) por segundo. Estas reacciones liberan la energía que, después de múltiples transformaciones, se proyecta hacia el espacio en forma de diferentes radiaciones. La energía solar llega a la Tierra principalmente en forma de radiación ultravioleta (UV) y radiación visible, como puedes observar en la figura 2.25.

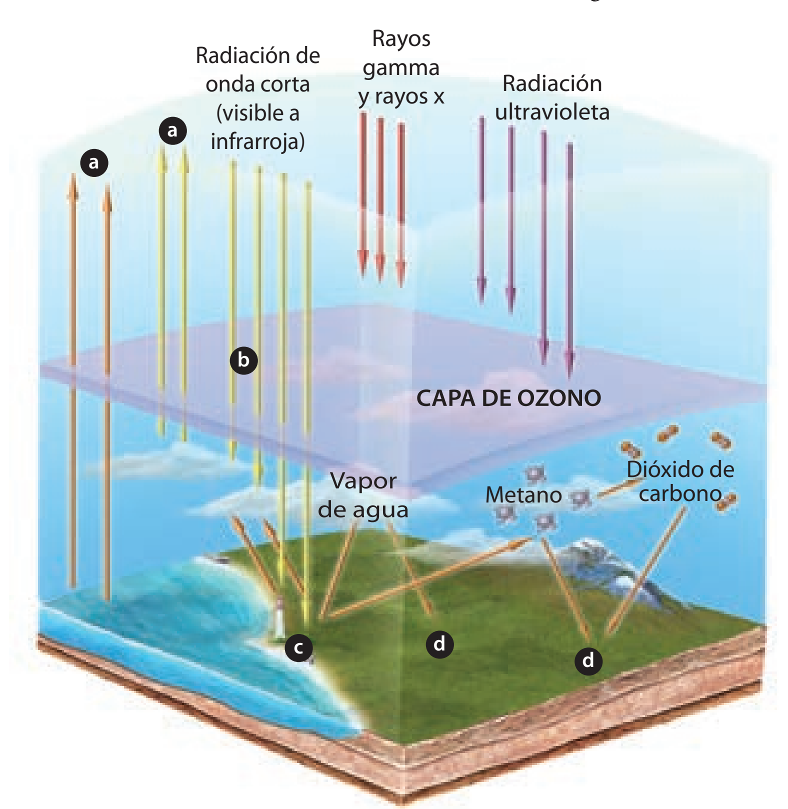


Figura 2.25 La energía solar llega a la Tierra como radiación electromagnética. *a*) Alrededor de 30 a 35% de la radiación es reflejada por las nubes, los océanos, la superficie terrestre y las distintas capas de la atmósfera. Esta radiación sale hacia el exterior. *b*) Un 25% de la radiación es absorbida por la atmósfera y 45% por la superficie de la Tierra. *c*) La radiación infrarroja de onda larga es emitida por la superficie terrestre hacia la atmósfera. *d*) La radiación infrarroja de onda larga es absorbida por el vapor de agua, el bióxido de carbono y el metano, luego, es emitida hacia la Tierra.

La radiación electromagnética se desplaza en forma de paquetes diminutos llamados *fotones*. Al observar la figura 1.29, de la unidad anterior, apreciarás que la energía aumenta cuando se incrementa la frecuencia. Los fotones correspondientes a la luz roja llevan menos energía que los fotones que corresponden a la luz azul. Observa que conforme la longitud de onda de la luz es más larga, la energía de sus fotones es menor.

La mayor parte de las radiaciones solares no llega a la superficie de la Tierra. Afortunadamente para la vida en nuestro planeta, la atmósfera impide el paso de la radiación nociva, como los rayos X y los gamma y la mayor parte de los ultravioleta; al mismo tiempo, la atmósfera absorbe la mayor parte de la luz infrarroja, y en cambio, es diáfana a la luz visible y a la mayoría de las ondas de radio (figura 2.26).

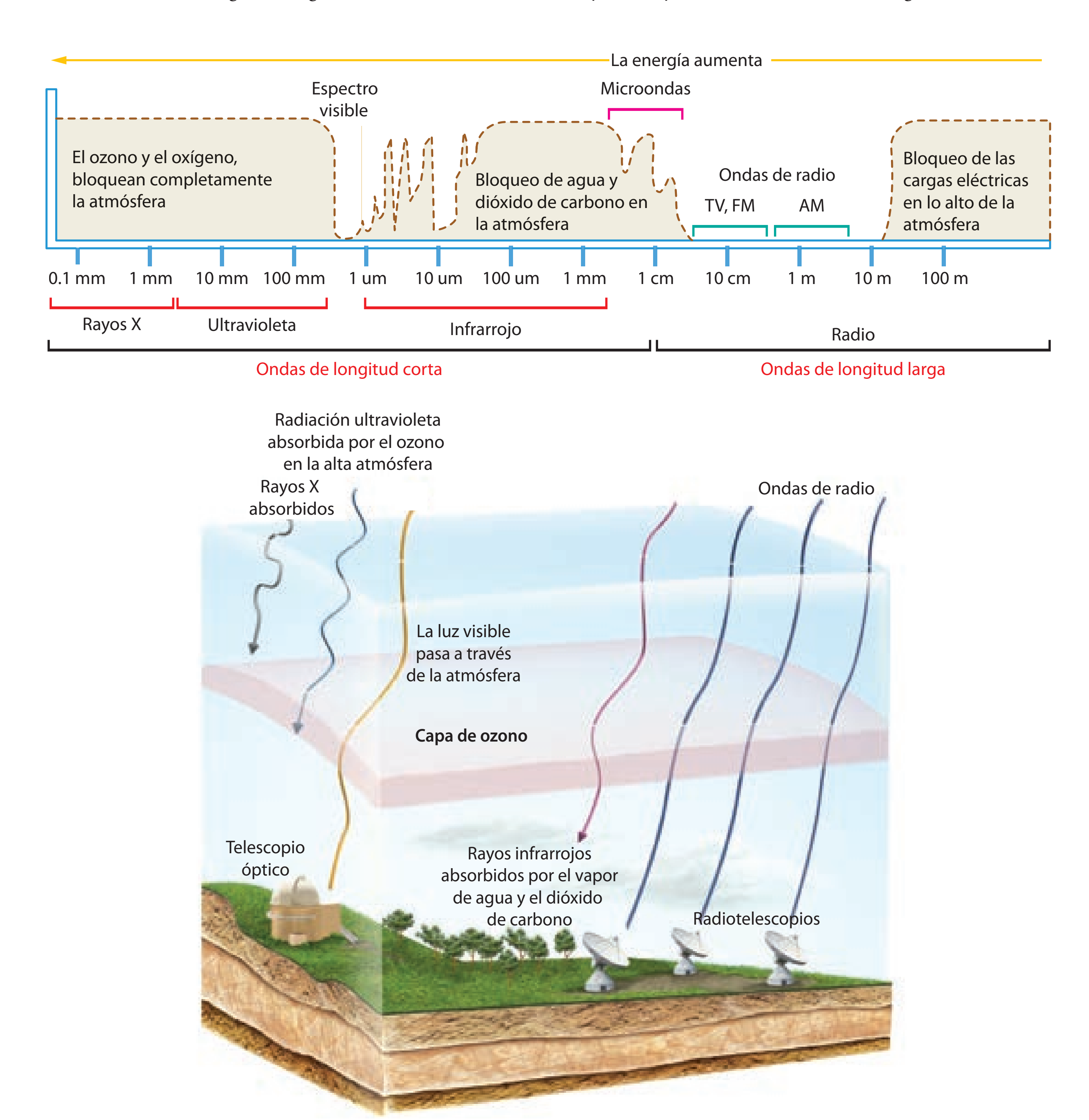


Figura 2.26 Diversos tipos de radiación que llegan a la Tierra.

Esmog fotoquímico

La denominación **esmog fotoquímico** se debe a que este contaminante sólo se forma en presencia de luz solar en las grandes ciudades (como las ciudades de México y Los Ángeles) con considerable tráfico, cálidas y soleadas, y con poco movimiento de masas de aire.

Los combustibles derivados del petróleo en los motores de combustión interna hacen que el oxígeno y el nitrógeno reaccionen produciendo óxidos (NO y NO_2):

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$
$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

En presencia de radiación ultravioleta (UV), que penetra hasta la parte superior de la atmósfera, el NO_2 forma oxígeno atómico, el cual, al combinarse con el O_2, forma ozono:

$$NO_2 + \text{UV} \rightarrow NO + O$$
$$O\cdot + O_2 \rightarrow O_3$$

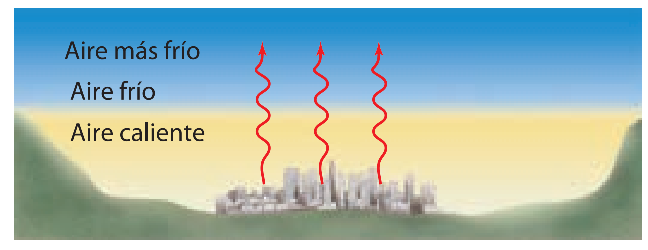
2.3.5 Inversión térmica

¿Recuerdas que el aire frío tiene mayor densidad que el caliente? Cuando una ciudad se asienta en un valle rodeado de montañas, como la Ciudad de México, Jerusalén, Atenas y Tel Aviv, entre otras, se cubre de una capa espesa y oscura de niebla (esmog), la cual contiene una elevada concentración de partículas contaminantes que permanecen sobre ella durante varios días, pudiendo alcanzar niveles peligrosos, pues el movimiento natural del aire no puede alejarla de allí, entonces se presenta una **inversión térmica**. Ésta ocurre cuando una capa de aire caliente queda atrapada entre dos capas de aire frío, situación que impide la libre circulación atmosférica y favorece su ubicación sobre el suelo (figura 2.27). Esta contingencia ambiental la generan las actividades vehicular e industrial, pues incrementan los niveles de ozono, hidrocarburos, óxidos de nitrógeno y otras sustancias contaminantes que perjudican la calidad del aire y ponen en peligro la salud de los seres humanos, especialmente de niños y adultos mayores.

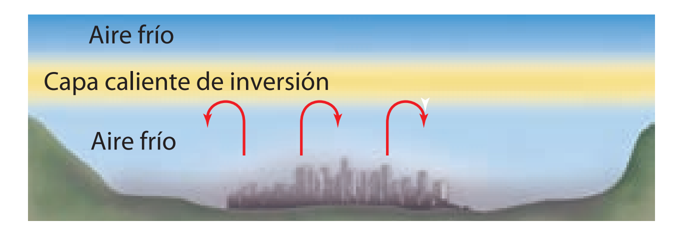
Con la finalidad de medir estas sustancias nocivas, se reconoce como partícula cualquier sólido o líquido cuyo diámetro oscile entre 0.0002 y 500 micrómetros (μm), y en conjunto se les denomina partículas suspendidas totales (PST). La Norma Oficial Mexicana de PST establece como límite de protección a la salud una concentración de 260 $\mu g/m^3$ promedio de 24 horas, y 75 $\mu g/m^3$ media aritmética anual para proteger a la población susceptible.

2.3.6 Medición de la calidad del aire

Los problemas ambientales más graves detectados a la fecha y que deterioran el equilibrio ecológico son la destrucción de los bosques y selvas, desertificación, extinción de especies, calentamiento global, destrucción de la capa de ozono (O_3), lluvia ácida y eliminación de desechos tóxicos.



a) Patrón normal.



b) Inversión térmica.



c) Vista de la ciudad de México durante una inversión térmica.

Figura 2.27 Durante el proceso de una inversión térmica una capa de aire frío cercana a la superficie se encuentra debajo de una capa de aire caliente.

Debido a ello, la Ley General del Equilibrio Ecológico y la Protección del Ambiente establece, en los artículos 110 y 112, los lineamientos para establecer las normas de medición de la calidad del aire, ya que es una actividad y responsabilidad incluida en diversos tratados y acuerdos internacionales relacionados con la protección del medio aceptados y que México ha firmado, en virtud de que las causas y los efectos de la contaminación del aire repercuten en el ámbito mundial.

El monitoreo atmosférico tiene como fin obtener información confiable que refleje la concentración de los contaminantes presentes en un lugar o región geográfica específica; se efectúa mediante una serie de actividades en estaciones especializadas que utilizan diferentes equipos diseñados con este fin.

La medición consiste en la separación o aislamiento de uno o varios contaminantes contenidos en un volumen de aire determinado. La concentración del contaminante se cal-

cula dividiendo la cantidad determinada entre el volumen de aire. En la Ciudad de México, el Sistema de Monitoreo Atmosférico (SIMAT) es el organismo encargado de vigilar y evaluar la calidad del aire como medida de prevención para proteger la salud de los habitantes.

Actividades*

En equipos, realicen la siguiente investigación:

1. En equipo reflexionen e investiguen cómo se mide la calidad del aire que respiramos.
2. Cada equipo explicará verbalmente lo que hayan descubierto. Anoten los datos que consideren importantes.
3. Con la ayuda del maestro, mediante una lluvia de ideas comenten tanto los resultados como lo que han aprendido al respecto.

* Pueden consultar las siguientes ligas:
- http://148.243.232.112/simat2/informaciontecnica/index.php?opcion=4&opciondifusion=1
- www.sma.df.gob.mx/simat2/
- www.sma.df.gob.mx/simat/pnestructura.htm

2.3.7 Lluvia ácida

El agua de lluvia es ligeramente ácida (pH 6.2) debido a la formación de ácido carbónico (H_2CO_3), producto de la reacción del dióxido de carbono que contienen el aire y el agua:

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

Pero cuando el aire contiene concentraciones altas de dióxido de azufre (SO_2) y de nitrógeno (NO_2), y se combina con el agua de lluvia, ésta alcanza un pH de 3.0 a 5.0, es decir, tiene un carácter fuertemente ácido.

El dióxido de azufre (SO_2) es un gran contaminante, pues tiene efectos dañinos sobre flora, fauna y seres humanos. Es muy irritante y se ha asociado con importantes desastres ecológicos. El azufre se presenta como impureza en el carbón y el petróleo durante la oxidación rápida de estos combustibles, y una vez desprendido, se concentra en grandes cantidades en el aire. Al combinarse con el oxígeno, el SO_2 atmosférico origina trióxido de azufre (SO_3), que al reaccionar con el agua se transforma en ácido sulfúrico (H_2SO_4):

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

El dióxido de nitrógeno (NO_2) tiene un proceso más complicado; primero se descompone en monóxido de nitrógeno (NO) y oxígeno atómico (O). Esta reacción origina otra en la que se produce ozono (O_3), que junto con el monóxido de nitrógeno (NO) y el agua forman el ácido nítrico (HNO_3):

$$NO_2 \rightarrow NO + O$$
$$O_2 + O \rightarrow O_3$$
$$2NO + O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$$

La lluvia ácida se presenta cuando el agua de lluvia contiene cantidades apreciables de ácido nítrico (HNO_3) y ácido sulfúrico (H_2SO_4) (figura 2.28).

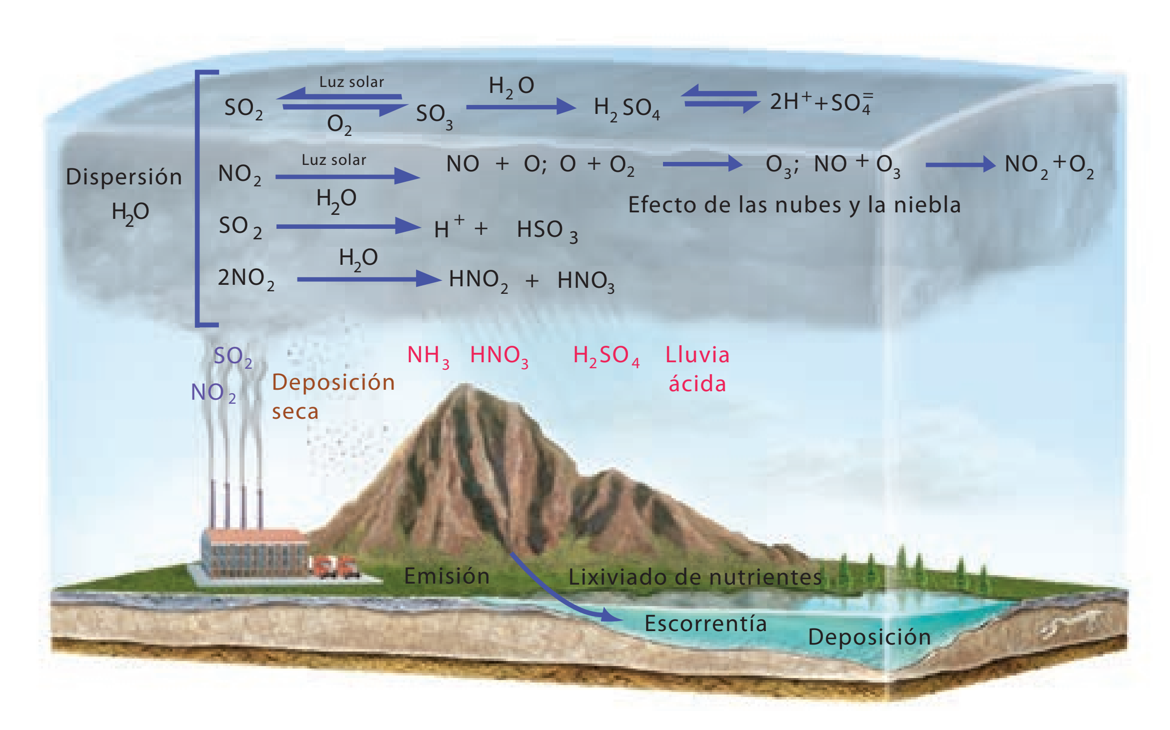


Figura 2.28 Esquema del modo en que se generan las lluvias ácidas.

Los vientos desplazan las masas de aire contaminadas de su lugar hacia lejanas regiones, lo que ha provocado conflictos entre diferentes países, ya que la lluvia ácida daña gravemente la flora y la fauna —ya que elimina de los suelos sustancias indispensables al modificar su pH—, contamina el agua de los ríos, mares y océanos y daña severamente el ecosistema acuático. Además, corroe los metales y deshace poco a poco los monumentos de mármol.

2.3.8 Repercusión del CO_2 en el medio ambiente

Actualmente la cantidad de CO_2 en la atmósfera se ha incrementado debido al aumento de la población y al avance tecnológico basado en el empleo de diversos combustibles, naturales y artificiales. Este aumento en la cantidad de CO_2 atmosférico puede provocar el *efecto invernadero*. Éste se produce debido a que el CO_2 tiene la propiedad de absorber la radiación infrarroja de los rayos solares, de tal manera que si su concentración sigue aumentando y reteniendo el calor, la atmósfera elevará su temperatura y tal vez funda el hielo de ciertas regiones polares, lo que ocasionaría, entre otros efectos, que el nivel de los océanos aumente e inunde las ciudades costeras de muchas partes del mundo (figura 2.29).

Algunos científicos indican que el efecto invernadero está relacionado con el fenómeno meteorológico natural conocido como *El Niño*.

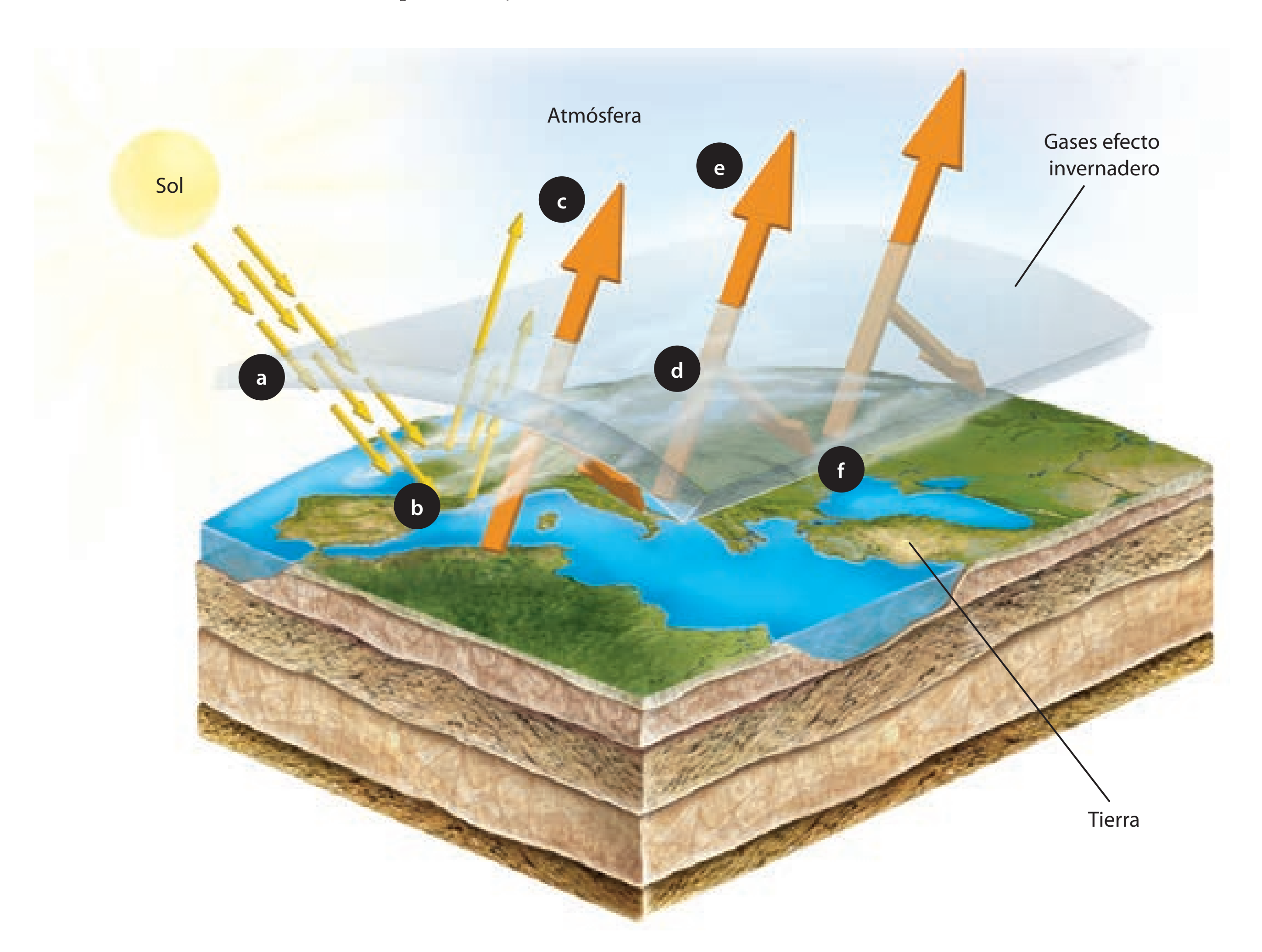


Figura 2.29 Alrededor de 25% de la radiación solar que entra a la atmósfera se refleja y regresa al espacio. El resto lo absorben los gases de la atmósfera y la Tierra en forma de calor. Sin embargo, cuando el calor resultante no puede escapar debido a los gases de invernadero [CO_2, NO_x (óxidos de nitrógeno), CH_4, CFC y H_2O], aumenta la temperatura. *a*) La radiación solar pasa a través de la atmósfera libre de obstáculos. *b*) La energía solar es absorbida por la superficie terrestre y la calienta. *c*) Una parte de la radiación solar es reflejada por la atmósfera y la superficie terrestre. *d*) Parte de la radiación infrarroja es absorbida y reemitida por las moléculas de gas invernadero. El efecto directo es el calentamiento de la superficie terrestre y la troposfera. *e*) Una parte de la radiación infrarroja atraviesa la atmósfera y se pierde en el espacio. *f*) La superficie gana temperatura y la radiación infrarroja es emitida de nuevo y convertida en calor, reflejando la emisión de radiación de longitud de onda (infrarrojo) a la atmósfera.

Actividades

Formen equipos de trabajo e investiguen, en la biblioteca, periódicos y revistas, en qué consiste el fenómeno meteorológico conocido como *El Niño*, y traten de contestar lo siguiente:

1. ¿Cuáles han sido los efectos que desde hace tiempo ha tenido en México y en otros países este fenómeno meteorológico?
2. ¿Qué problemas puede tener la humanidad si el calentamiento global del planeta continúa?
3. Intercambien y comenten la información obtenida con los otros equipos y, mediante una discusión dirigida por su profesor, obtengan conclusiones y anótenlas en su cuaderno.

2.3.9 Adelgazamiento de la ozonosfera

Las moléculas de ozono (O_3) se encuentran en porciones pequeñas en las capas superiores de la atmósfera (de 30 a 45 km de altura de la superficie terrestre). Este gas se produce en la atmósfera debido a las descargas eléctricas sobre el oxígeno, y a las reacciones que produce la radiación ultravioleta proveniente del sol. A su vez, este tipo de radiación descompone el ozono en oxígeno, de modo que la cantidad de ozono se mantiene en equilibrio. También el ozono es generado por el choque entre aguas, como las olas o en las cascadas, pues así las moléculas de O_2 entran en contacto con los rayos ultravioleta del sol.

La destrucción de cualquier cantidad importante de ozono tiene efectos muy graves sobre el planeta, ya que ante la falta de ozono, las radiaciones ultravioleta, al pasar directamente hacia la superficie terrestre, pueden dañar la salud del hombre y de los seres vivos, pues atacan y debilitan el sistema inmunológico provocando graves quemaduras, cataratas oculares y una mayor incidencia de cáncer en la piel.

Durante los últimos años del siglo XX se observó una disminución de la concentración de ozono en la estratosfera, principalmente hacia el polo sur terrestre. Este fenómeno ha recibido el nombre de **agujero de ozono**, y también se ha observado, aunque en concentración menor, hacia el polo norte.

Lo anterior se debe a que el hombre ha utilizado sustancias capaces de destruir el ozono estratosférico, lo que perjudica el ambiente y pone en grave peligro la existencia de los seres vivos. Entre las sustancias dañinas destacan los clorofluorocarbonos (CFC) y los hidrocloroflourocarbonos (HCFC), empleados, respectivamente, en la fabricación de algunos plásticos y aerosoles y en sistemas de refrigeración y de aire acondicionado. Estos compuestos, que se mantienen activos durante mucho tiempo (unos cien años), van ascendiendo lentamente por la atmósfera y cuando alcanzan la capa de ozono, liberan el cloro (Cl), el cual descompone el ozono (O_3) en oxígeno (O_2), con lo que se fue destruyendo la capa de ozono (figura 2.30).

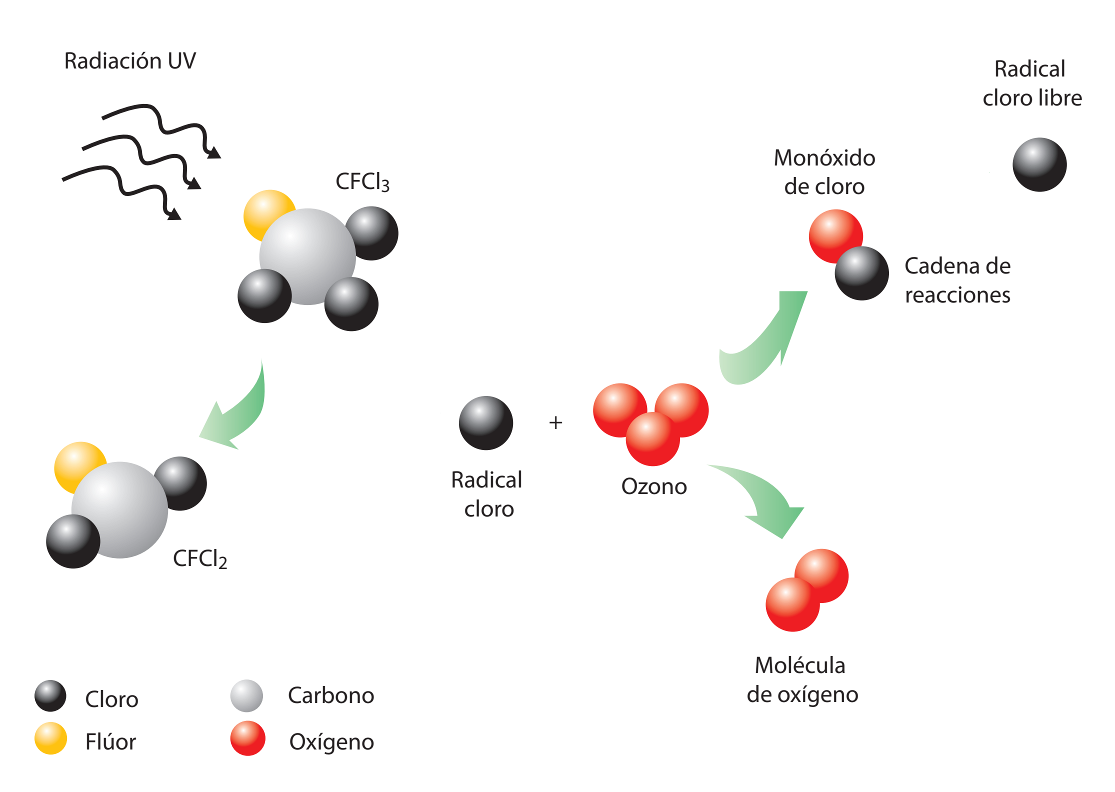


Figura 2.30 Reacciones de los CFC en presencia de los rayos ultravioleta y el ozono.

El descubridor de esta amenaza fue el científico mexicano Mario Molina, quien por tal motivo recibió el Premio Nóbel de Química en 1995, junto con otros dos de sus colaboradores.

Hoy, el uso de tales compuestos está prohibido por el llamado Protocolo de Montreal, en vigor desde 1989, como ejemplo excepcional de cooperación entre los países para eliminar estos productos. De respetarse el protocolo, se estima que en 2050 el daño a la capa de ozono se habrá revertido.

2.3.10 Responsabilidad de todos y de cada uno en la calidad del aire

El aire es uno de los elementos fundamentales para los seres vivos. El conocimiento de la calidad que debe tener el aire que respiramos nos proporciona invaluables beneficios, pero, de igual manera, la falta de control o ética en su manejo puede causarnos enormes daños. Reflexionemos acerca de la gran cantidad de sustancias, partículas y gases contaminantes contenidas en el aire que respiramos; en la salud y el bienestar de los seres que dependen de nosotros, y en su esperanza en el futuro y en el de nuestro planeta.

Actividades

1. En grupos, investiguen en libros, revistas, periódicos e internet, acerca de los aspectos tanto positivos como negativos de las diferentes medidas, personales y gubernamentales, tendientes a mejorar la calidad del aire.
2. Con la información recopilada, analicen entre todo el grupo los pro y los contra de las acciones humanas basadas en medidas personales y gubernamentales tendientes a mejorar la calidad del aire.
3. Respondan las siguientes preguntas y anoten la conclusión en sus cuadernos:
   - ¿Qué sucedería con los seres humanos si tuvieran las mejores condiciones de aire para vivir?
   - ¿Qué peligros puede acarrear el uso incontrolado de contaminantes? ¿Es conveniente seguir utilizándolos?

Lo que tienes que saber

Reflexiona y responde lo siguiente:

1. ¿Cuál es la función de la atmósfera para la vida en la Tierra? Describe brevemente las capas de la atmósfera.
2. ¿Cuál es la proporción del nitrógeno (N_2), oxígeno (O_2) y dióxido de carbono (CO_2) en el aire?
3. ¿Qué propiedades físicas posee el aire?
4. ¿A qué se refieren los postulados de la teoría cinético-molecular cuando se relacionan con gases?
5. ¿Qué variables se involucran en la descripción de las leyes de los gases?
6. Menciona los gases más importantes que intervienen en el proceso de la respiración y su porcentaje durante la inhalación y la exhalación.
7. ¿Cuál es la diferencia entre un gas real y un gas ideal? Escribe la expresión para la ley general del estado gaseoso.
8. Determina la cantidad en gramos de carbonato de calcio que se requieren para obtener 84 g de óxido de calcio. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen? La reacción de descomposición térmica del carbonato de calcio es: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
9. Para quemar una determinada cantidad de monóxido de carbono se necesitan 125 L de oxígeno, ¿cuántos litros de CO_2 se obtienen? Todos los gases se encuentran en las mismas condiciones de temperatura y presión.
10. Explica la diferencia entre los óxidos básicos y los oxiácidos.
11. Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos: dióxido de azufre, hidróxido de sodio, óxido de cromo (III), óxido de carbono (II), ácido sulfúrico, dióxido de estaño (IV), óxido de potasio, óxido de nitrógeno (V), ácido nítrico, fluoruro de hierro (III).
12. Nombra utilizando la nomenclatura tradicional, los siguientes compuestos químicos: P_2O_5, I_2O_3, ZnO, CaO, $Mg(OH)_2$, H_3PO_4, Cl_2O_7, Cu_2O, CuO.
13. Las familias de elementos químicos que aparecen a la izquierda de la tabla periódica son más reactivos o menos reactivos. Explica. Enumera las familias y periodos a los que pertenecen los siguientes elementos: Al, Na, C, F, S y P.
14. Escribe el símbolo y nombre de los elementos de las familias 2 y 15 e indica ¿cuáles son los más reactivos? Fundamenta tu respuesta.
15. ¿Qué es un símbolo de Lewis? ¿A qué elementos se aplican principalmente? Demuestra que esto se cumple para los siguientes elementos e iones: Cl, O, Ca, N, Na, Mg^{2+}, I^-, S^{2-}, Pb^{4+}, N^{3-}.
16. Describe la importancia que tienen los enlaces en las propiedades de las sustancias.
17. ¿Qué entiendes por enlace químico y cuál es la diferencia entre las dos clases principales de enlaces?
18. Escribe la fórmula química formada por los siguientes pares de electrones: Ca y F; Na y S; Li y F.
19. ¿Cómo se identifican las reacciones de combustión?

20. ¿En qué se diferencian las reacciones exotérmicas de las endotérmicas?
21. Escribe la reacción de combustión del propano (C_3H_8).
22. Define el calor de combustión molar.
23. Especifica los principales tipos de contaminantes del aire e indica al menos dos ejemplos de cada uno.
24. ¿Cómo se expresa el nivel aproximado de contaminación de la calidad del aire?
25. ¿Por qué la presencia de ozono (O_3) es tan importante en la estratosfera?
26. Describe cuáles son los gases del efecto invernadero y explica mediante dibujos o modelos lo que entiendes por inversión térmica y sus efectos en el ambiente.
27. ¿Cuándo se presenta la lluvia ácida húmeda? ¿y por qué produce daños tan graves sobre la flora y la fauna?
28. ¿A qué se debe el calentamiento global? ¿De qué forma se pretende reducir la producción del CO_2?
29. ¿Cuáles son las medidas que debe implantar el gobierno para frenar la emisión de contaminantes en la ciudad de México y cuál es la participación que deben llevar a cabo sus habitantes?

Glosario

Alótropo. Dos o más formas de presentación para un mismo elemento molecular o cristalino.

Atmósfera. Capa de aire que rodea a la Tierra; la compone una mezcla de gases en cantidades variables.

Poliestireno. Plástico que se obtiene mediante un proceso llamado *polimerización*, que consiste en la unión de muchas moléculas pequeñas para lograr moléculas muy grandes. La sustancia obtenida es un *polímero,* y los compuestos sencillos de los que se obtiene se llaman *monómeros*.

Torr. Corresponde a la presión que ejerce una columna de mercurio (Hg) de 1 mm de altura.

Molécula. Partícula formada por la unión de dos o más átomos.

Nitrógeno. Elemento valiosísimo para la vida vegetal porque al combinarse con otras sustancias enriquece los suelos en forma de nitratos o de nitritos.

Enlace químico. Fuerza de atracción electrostática que mantiene unidos los átomos en compuestos o moléculas poliatómicas.

Capa de valencia. Capa electrónica externa de un átomo.

Unidad 3

Agua. ¿De dónde, para quién y de quién?

Objetivos

En esta unidad:

- Valorarás la importancia del agua para la humanidad y el ambiente a través de métodos de investigación química.
- Relacionarás la estructura del agua con sus propiedades, y éstas con su importancia.
- Identificarás algunas fuentes de contaminación del agua mediante el análisis de investigaciones e informes orales o escritos.
- Utilizarás algunos métodos de purificación del agua.
- Mediante los conocimientos teóricos y prácticos adquiridos, aprenderás a usar racionalmente este recurso.

¿Qué sabes?

Responde las siguientes cuestiones:

- ¿A qué se debe la escasez de agua en el mundo y en México?
- ¿Cuáles son las fuentes principales de la contaminación del agua?
- ¿Por qué el agua es tan importante para la humanidad?
- ¿Qué propiedades particulares tiene el agua que la distinguen de los demás líquidos?
- ¿A quién pertenece el agua?

3.1 Tanta agua, y nos podemos morir de sed

Observa la figura 3.1. Notarás algunas características fundamentales de nuestro planeta que le permiten tener vida. ¿Aprecias las nubes? ¿Y la tierra? ¿Qué otro elemento ves en azul? El agua de los océanos es el compuesto más abundante en el planeta, y se encuentra en tres estados de agregación molecular: en las nubes como vapor, líquida en los mares y como hielo en los polos. Además, la encontramos como humedad en la superficie, en casi todas las sustancias de la corteza terrestre, e incluso en las rocas, como ciertos tipos de granito que contienen agua.

3.1.1 Distribución del agua en la Tierra

El agua es la sustancia más común en el cuerpo humano y en la Tierra. La figura 3.1 muestra que los mares y océanos cubren cerca de tres cuartas partes del planeta; además, nieve y glaciares cubren una décima parte de las tierras emergidas.

Los científicos han calculado que el volumen de agua en nuestro planeta es aproximadamente de 1 386 millones de kilómetros cúbicos, de los cuales cerca de 97% corresponde a los mares y océanos, 2.1% está congelado en los glaciares y capas polares, y el resto es agua dulce, superficial y subterránea (tabla 3.1).



Figura 3.1 La foto satelital del planeta muestra los porcentajes de tres componentes de la Tierra (atmósfera, hidrosfera y litosfera).

Tabla 3.1 Distribución y estimación del volumen total de agua en la Tierra.

Fuentes de agua	Volumen de agua, en kilómetros cúbicos	Porcentaje de agua dulce	Porcentaje total de agua
Océanos, mares y bahías	1 338 000 000		96.5
Casquetes de hielo, glaciares y nieves permanentes	24 064 000	68.7	1.74
Aguas subterráneas	23 400 000		1.7
• Agua dulce	10 530 000	30.1	0.76
• Salina	12 870 000		0.94
Humedad del suelo	16 500	0.05	0.001
Hielo terrestre y permafrost	300 000	0.86	0.022
Lagos	176 400		0.013
• Agua dulce	91 000	0.26	0.007
• Salina	85 400		0.006
Atmósfera	12 900	0.04	0.001
Aguas pantanosas	11 470	0.03	0.0008
Ríos	2 120	0.006	0.0002
Agua biológica (en los seres vivos)	1 120	0.003	0.0001
Total	**1 386 000 000**		**100**

Fuente: United States Geological Survey (USGS) (2008). Earth's water distribution. http://ga.water.usgs.gov/edu/waterdistribution.html

Los océanos y mares contienen la mayor parte del agua, pero es imposible utilizarla directamente debido a su gran cantidad de sales. El resto del agua del planeta es agua dulce; de ésta, cerca de 70% está congelada y utilizarla no es fácil; por otro lado, alrededor de 0.3% se halla en ríos y lagos, que es el agua que utilizamos cotidianamente (figura 3.2).

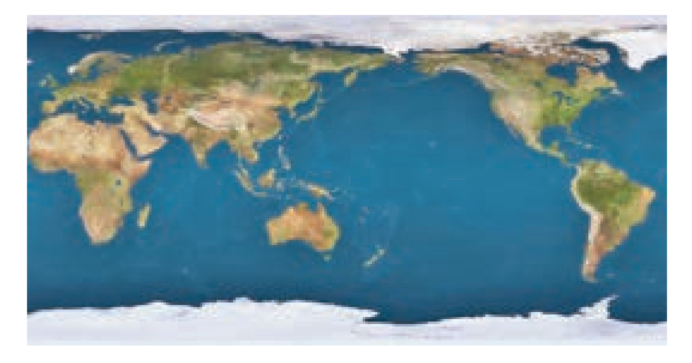


Figura 3.2 Distribución de agua en la Tierra.

Además, la escasa agua dulce disponible está repartida de forma desigual en el mundo, de ahí que existan países donde escasea y otros con grandes excedentes, lo que provoca conflictos por su posesión y manejo (tabla 3.2)

Tabla 3.2 Distribución de agua en el mundo por continente.

Continente	Población	Porcentaje de agua estimada
Asia	60%	36%
Europa	13%	8%
África	13%	11%
América del Norte y Central	8%	15%
América del sur	6%	26%
Australia	1%	5%

Fuente: Fernández, Carlos (2008). *El agua como fuente de conflicto*. http://www.unesco.org.uy/phi/libros/conflictos.pdf

La mayor parte del agua dulce se concentra en Brasil, Rusia, Canadá, Estados Unidos, China e India, donde se halla 40% de los ríos y sus cuencas, entre ellas, la del Amazonas (caso único en el mundo pues capta agua de las lluvias de los hemisferio norte y sur del continente americano), la del Ganges-Bramaputra, Congo, Yantzé y la del Orinoco.

En contraste, en otras partes del mundo se padece la escasez del agua, por ejemplo en el norte de África (Argelia, Marruecos y la República Saharauí), en el Medio Oriente (Jordania, Israel y Palestina) y en América latina (centro y norte de México, en las Antillas y en el norte de Chile), entre otras.

El agua forma parte de la atmósfera. Los océanos y las aguas continentales se encuentran en constante cambio; por ejemplo, las aguas superficiales se evaporan, el agua de las nubes se precipita, la lluvia se filtra y llega a las aguas subterráneas. Estos cambios o transformaciones definen la circulación y conservación del agua en el planeta y forman parte del ciclo hidrológico o ciclo del agua, que se debe a la radiación solar, la fuerza de gravedad, la energía eólica y los ecosistemas naturales. Por ejemplo, en México dos terceras partes de cada vaso de agua que bebemos provienen de bosques y selvas. ¿Qué sucede entonces si se destruyen estos ecosistemas?

Para saber más

En México se deforestan más de 700 mil hectáreas de bosques y selvas cada año, es decir, cinco veces el tamaño del Distrito Federal. Si a esto se le añade la destrucción de todos los demás ecosistemas, tenemos que agregar 500 000 hectáreas, o sea, más de 8 y media veces el área de la capital del país al año.

3.1.2 Calidad del agua

¿Toda el agua dulce es apropiada para beber? ¿Qué es el agua potable? ¿A qué nos referimos al hablar de calidad del agua? Los seres vivos beben agua dulce, pero no toda es apta para consumo humano, de ahí que el agua dulce se clasifica en potable y no potable según sus usos y características (figura 3.3).

El agua dulce en la naturaleza se contamina con dióxido de carbono y otros gases, pequeñas cantidades de material orgánico e inorgánico (minerales en disolución) y algunas sustancias radiactivas; por lo tanto, en la actualidad se ha introducido el concepto de *calidad del agua* para determinar en ella la existencia y cantidad de diferentes sustancias, así como sus características biológicas, físicas y químicas. El criterio de calidad del agua depende principalmente de su uso, pues no se requiere el mismo tipo de agua para la industria, la agricultura, la recreación o el abastecimiento público.

El agua potable, sin importar su origen (superficial, subterránea, tratada y sin tratar) ha ido cambiando con el tiempo debido al avance científico y a las novedosas técnicas de análisis de contaminantes. La calidad del agua es fundamental para los gobiernos, ya que si es inadecuada afectará la salud de la población. Entre los contaminantes o factores de riesgo destacan:

a) Agentes infecciosos como microorganismos patógenos, es decir, bacterias, protozoos y virus.
b) Productos químicos como fertilizantes, plaguicidas o pesticidas, detergentes y metales pesados (arsénico, cadmio, cromo, mercurio y plomo, entre otros).

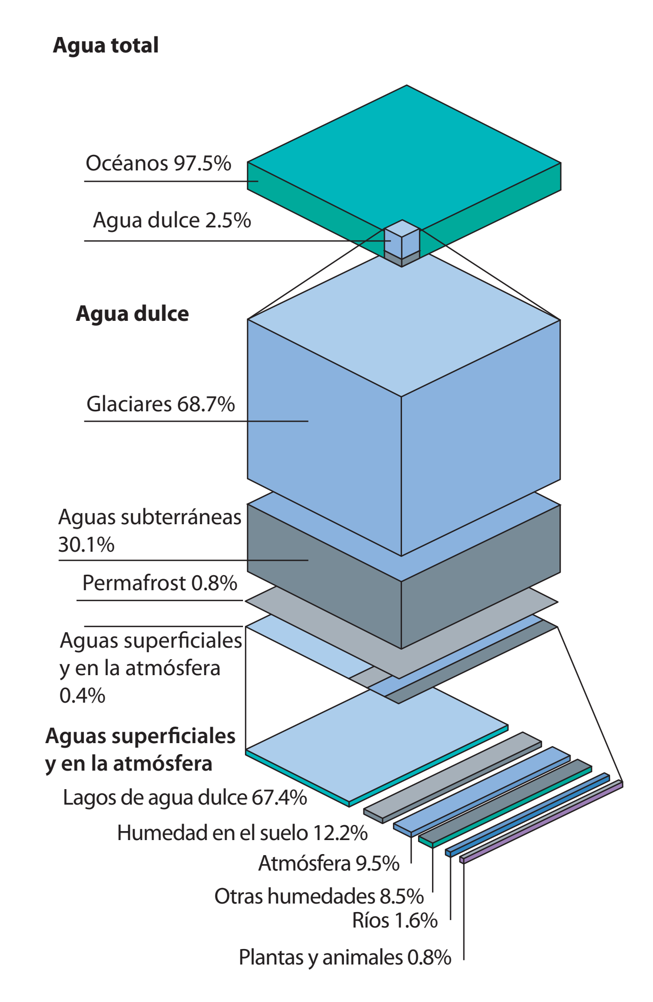


Figura 3.3 Clasificación del agua dulce.

c) Contaminación radiológica debida a minerales radiactivos que emiten radiación alfa o beta o la del radio 226 o 228.

La Organización Mundial de la Salud (OMS) ha expedido normas internacionales con respecto a la calidad del agua y la salud pública, y cada país ha elaborado reglamentos propios; por ejemplo, las Normas Oficiales Mexicanas establecen especificaciones sobre los límites aceptables para el agua de desechos residuales en aguas y bienes nacionales (NOM-001-ECOL-1996), que se vierten en los sistemas de alcantarillado urbano o municipal (NOM-002-ECOL-1996), y para las aguas residuales tratadas que se reúsen en servicios al público (NOM-003-ECOL-1996).

La calidad del agua se determina analizando sus características biológicas, físicas y químicas o mediante la inspección sanitaria de los sistemas de aguas. Por medio de estas actividades se investiga el riesgo de contaminación como resultado del impacto de la actividad humana, del ciclo hidrológico y otros procesos biológicos, físicos y químicos.

Al analizar el agua desde sus fuentes de origen, es posible conocer su calidad, lo que ayuda a seleccionar su captación y a determinar su tratamiento de potabilización, antes o durante su viaje en las redes de distribución.

Sin embargo, como el agua dulce y potable es un recurso limitado, ha surgido un nuevo concepto de calidad que se refiere a las características biológicas y fisicoquímicas del medio natural del agua donde no haya intervención humana.

A continuación observaremos y analizaremos cómo algunas actividades humanas contaminan las aguas, pues el medio no puede absorber los elementos contaminantes (tabla 3.3).

Tabla 3.3 Efectos en la calidad del agua de su aplicación en diferentes actividades humanas.

Aplicaciones del agua	Consecuencias sobre la calidad del agua
Doméstica y comercial	Contaminación biológica. Disminución en la cantidad de oxígeno (O_2) disuelto en el agua. Desperdicios sólidos.
Industrial y minera	Disminución en la cantidad de oxígeno (O_2) disuelto en el agua. Contaminación por metales pesados y compuestos orgánicos. Drenaje ácido de minas.
Termoeléctrica	Aumento de la temperatura del agua.
Agrícola, ganadera y forestal	Lixiviación de nitratos hacia los cuerpos de agua. Eutrofización. Salinización del agua continental y subterránea.

3.1.3 Fuentes de contaminación

La gran mayoría de los cuerpos de agua (océanos, mares, ríos, estuarios, lagos, lagunas y mantos acuíferos) se encuentran contaminados en diferentes grados. Esto se debe a la injerencia del ser humano al construir grandes centros urbanos que vierten sus desechos en ríos, lagunas, mares o campos abiertos en forma de aguas negras; lo mismo sucede con las industrias, que vierten grandes cantidades de sustancias que dañan los cuerpos de agua, como detergentes, petróleo, productos orgánicos en descomposición, metales pesados, agua caliente y sustancias radiactivas, entre otras. También son fuentes contaminantes los complejos turísticos que destruyen los cuerpos de agua de los manglares, las presas o represas, los contenedores nucleares (en Laguna Verde, Veracruz, y en el Instituto Nacional de Investigaciones nucleares, Estado de México), y las actividades agrícolas que contaminan con fertilizantes y plaguicidas las aguas superficiales y subterráneas.

Por ejemplo, en México, al menos 94% de los ríos, lagos y pantanos están contaminados; además han desaparecido

lagunas. Más aún, 94% del agua subterránea también está contaminada. Y con respecto a los océanos y mares, éstos son el vertedero final para gran parte de los desechos de las actividades humanas; México no es la excepción: las zonas costeras más contaminadas están en Guerrero, Jalisco y Veracruz.

Así, las fuentes de contaminación pueden ser **puntuales** (tienen una fuente específica: un derrame petrolero, la fuga de una gasolinera, depósito de residuos radiactivos, etc.) o **no puntuales** (provienen de varias fuentes de contaminación y no se conoce su origen exacto, además de que cubren amplias zonas). Por ejemplo, las aguas freáticas sufren de contaminación no puntual o difusa.

La mayoría de los tipos de contaminación afectan la zona inmediata a la fuente. Algunas veces se afecta el medio ambiente ubicado a cientos de kilómetros de distancia. Por ejemplo, esto sucede en el caso de los residuos nucleares, lo que se conoce como *contaminación transfronteriza*.

La contaminación física, química y biológica de nuestros recursos acuíferos tienen graves consecuencias y serias repercusiones por sus efectos sobre la salud del ser humano y el equilibrio del ambiente. Los contaminantes pueden ser microorganismos patógenos (bacterias, virus y protozoos), residuos sólidos, líquidos y gaseosos, suspensiones y coloides, sustancias tóxicas y desechos radiactivos, entre otros, que le proporcionan al agua características indeseables que dañan a los seres vivos, por ejemplo, toxicidad, mal olor, turbiedad, mal sabor, corrosividad, incrustabilidad, etcétera.

Las diferentes actividades humanas contaminan el agua con una gran variedad de contaminantes, por lo que pocas veces se reconocen con precisión todas las impurezas contenidas en los cuerpos de agua.

Numerosos compuestos orgánicos que llegan a los cuerpos de agua se oxidan con facilidad debido a la acción de microorganismos, proceso natural que impide el incremento exagerado de desechos orgánicos naturales. El oxígeno es necesario en el agua para degradar la materia orgánica en sustancias más sencillas, como dióxido de carbono (CO_2), nitratos (NO_3^-) y nitrógeno (N_2). La cantidad de oxígeno que se requiere en el agua para que ocurran esos procesos (reacciones) se llama **demanda bioquímica de oxígeno** (**DBO**), la cual se refiere a la cantidad necesaria de miligramos de oxígeno para que se oxide la materia orgánica presente en un litro de agua.

La DBO se expresa en partes por millón de oxígeno y se fija al medir el proceso de reducción de oxígeno disuelto en una muestra de agua a 20ºC durante cinco días. Un índice de DBO alto significa que se necesitan grandes cantidades de oxígeno para descomponer la materia orgánica presente en el agua (tabla 3.4). Reducir los niveles de DBO requiere el tratamiento de las aguas negras.

Tabla 3.4 Valores característicos de DBO para aguas con diferentes grados de calidad.

Tipo de agua	DBO mg/L (ppm)	Calidad del agua
Agua potable	0.75 a 1.5	—
Agua poco contaminada	5 a 50	Contaminada
Aguas negras urbanas	100 a 400	Contaminada
Residuos industriales, agrícolas, ganaderos y forestales	5 000 a 10 000	Contaminada

En general, la concentración de oxígeno en un medio acuoso disminuye debido a la concentración de materia orgánica, pero puede reponerse al entrar en contacto con el aire; por ejemplo, con las caídas de agua (caudales elevados). La solubilidad del oxígeno es de 9 mg/L cuando el agua tiene una temperatura de 20ºC, y disminuye con la temperatura.

Como ya hemos visto, los riesgos sobre la salud dependen de la calidad del agua, por lo que a continuación se analizan algunos de los contaminantes más frecuentes que perjudican la salud de los seres vivos:

Microorganismos patógenos y helmintos El ser humano vive rodeado de microorganismos, pero cuando éstos dañan su salud debido a la transmisión de enfermedades hablamos de organismos patógenos. También, hay muchas especies de helmintos (gusanos) que parasitan al ser humano.

Drenaje ácido de minas Las minas de carbón son ricas en minerales de pirita (sulfuros de hierro) que al entrar en contacto con el aire y los escurrimientos de agua comienzan una serie de tres reacciones de oxidación y reducción. La suma de las reacciones del proceso que oxida la pirita es:

$$FeS_2 + \frac{15}{4} O_2 + \frac{7}{2} H_2O + H_2O = Fe(OH)_3$$
$$+ 2H^+ + 2HSO_4^-$$

En estas reacciones, por cada mol de pirita se producen dos moles de ácido sulfúrico y un mol de hidróxido férrico, lo que aumenta la acidez del agua. Estas reacciones prosiguen aún después del cierre de la mina, lo que provoca un serio problema de contaminación de las aguas subterráneas.

Metales pesados Los iones de estos contaminantes proceden de los procesos de lixiviación de las industrias minera, de recubrimientos metálicos y de las fundidoras, entre otras. Los desechos que interfieren con las funciones vitales de los seres vivos son mercurio (Hg), plomo (Pb), cadmio (Cd), arsénico (As) y níquel (Ni), ya que son muy tóxicos y acumulables.

Residuos nucleares Provienen de procesos que utilizan material radiactivo, como centrales nucleares, plantas de reprocesamiento de combustibles, de extracción y refinado de uranio y torio, y de diversos procesos industriales, médicos y científicos. Provocan mutaciones y son cancerígenos.

Detergentes Son productos químicos sintéticos creados para los procesos de limpieza doméstica e industrial; los hay duros (que no se degradan) y blandos (biodegradables). Contaminan porque disminuyen la solubilidad del oxígeno en el agua, fomentan la eutrofización e inhiben la fotosíntesis; en los peces producen lesiones en las branquias, que los llevan a la muerte por asfixia; otro de sus efectos es eliminar la capa de grasa en las plumas de las aves acuáticas, lo que provoca su muerte por frío o ahogamiento.

Actividades

1. En equipos de tres o cuatro integrantes, realicen una investigación sobre cómo contaminan los cuerpos de agua los siguientes elementos: desechos caseros peligrosos, detergentes, fertilizantes, plaguicidas (hidrocarburos clorados, clorofenoxiácidos, organofosfatos y carbonatos), petróleo y materiales sólidos.
2. Investiguen sobre los ingredientes dañinos de estos compuestos, sus efectos sobre la salud y su impacto en el medio ambiente, así como la manera adecuada de eliminarlos. Ilustren su trabajo.
3. Elaboren un reporte del trabajo y entréguenlo al maestro.

3.2 Importancia del agua para la humanidad

El agua es un recurso natural, vital para los organismos del planeta porque cubre sus necesidades fundamentales y es un requisito esencial para la existencia. Para los seres humanos su papel va más allá, pues la utilizamos en muchas y muy diversas de nuestras actividades. Tal es su importancia, que desde la antigüedad algunas culturas consideraban al agua como un elemento, y pensadores como Thales de Mileto o Empédocles, creían que era la "materia única elemental" porque todo provenía del agua.

La historia de las grandes civilizaciones antiguas está unida al agua y a la capacidad de los seres humanos para utilizarla adecuadamente en diferentes actividades (domésticas, agrícolas, ganaderas, industriales y de esparcimiento). Civilizaciones como la maya, teotihuacana, egipcia, asiria, hindú o china, entre otras, no pueden concebirse sin el dominio del manejo del agua.

Pero además, el acceso al agua potable y su restitución es imprescindible para la vida y el desarrollo de todos los seres vivos, ecosistemas y comunidades en el planeta, de las que forma parte el hombre.

3.2.1 Agua para la agricultura, la industria y la comunidad

¿Cómo sabríamos qué cantidad de agua se utiliza? Ésta es una pregunta muy difícil de responder, ya que existen muchas variables. Por ejemplo, si sólo se sumaran las necesidades de los seres humanos o el agua que se extrae de diversos cuerpos de agua, no obtendríamos una cifra exacta, ya que mucha del agua se reúsa varias veces en distintas actividades. Por ejemplo, aproximadamente 70% del agua que utiliza una ciudad se restituye. Lo mismo sucede en el sector industrial y de esparcimiento; y sólo en el sector agrícola se consume entre 70 y 90% del agua de riego. Pero el agua no se pierde realmente porque se evapora en la atmósfera o se transpira.

La Organización de las Naciones Unidas para la Educación, la Ciencia y la Cultura (Unesco) publicó en 2003 una evaluación de los recursos de agua dulce en el mundo (WWDR); ahí se reporta que 69% del agua que se extrae para uso humano se dedica a la agricultura (sobre todo para riego), 23% a la industria y cerca de 8% para el consumo doméstico (hogar, agua potable y saneamiento). Sin embargo, estas cifras cambian de región en región (tabla 3.5).

Tabla 3.5 Porcentajes aproximados del uso del agua en diferentes regiones del mundo.

Usos del agua extraída	África	Europa	México
Sector Doméstico	7%	13%	10%
Sector Agrícola	88%	33%	77%
Sector industrial y generación de energía	5%	54%	13%

Fuentes: Comisión Nacional del Agua (CNA) y FAO, www.unesco.org/water/wwap/facts_figures/index.shtml

Además de las causas naturales que determinan las cantidades de agua que se consumen, existen diferentes procesos agrícolas, industriales, de servicios y domésticos, pues cada región y país aplica sus propias normas con respecto al uso, desecho y reaprovechamiento del agua. Por ejemplo, el consumo de agua en Europa durante el verano es diferente al de Oriente Medio o Centroamérica. La cantidad de agua empleada en el norte de México es distinta de la del centro, así como es diferente la cantidad consumida en Monterrey, Guadalajara o el D.F.

Necesidades domésticas

Para vivir cada persona necesita beber cerca de 2 litros al día, pero además se requiere agua para asearse, lavar la ropa y utensilios de cocina, preparar los alimentos o regar el jardín, además de la empleada en servicios públicos (riego de parques y jardines) y en establecimientos de servicios comerciales (hoteles, tiendas de servicio y supermercados). En promedio, en el mundo se utilizan 325 billones de metros cúbicos de agua anuales en estas actividades, y el uso promedio de agua por persona es de 52 m^3 anuales. Sin embargo, hay grandes variaciones en el uso del agua por persona y país.

Pero el gasto de agua no sólo depende del país donde se vive, también depende de las condiciones socioeconómi-

cas, porque no consumen lo mismo los habitantes de zonas populares que los de zonas residenciales (quienes cuentan con mayor cantidad de baños, jardines más grandes e incluso albercas).

Necesidades industriales

La industria utiliza el agua de diferentes maneras: para limpiar, calentar y enfriar, generar vapor, transportar sustancias o partículas disueltas en el lavado o evacuación de los desechos de producción, como materia prima, como disolvente y como parte constitutiva del propio producto (bebidas, productos químicos, entre otras).

De acuerdo con estudios del Banco Mundial de 2005, entre 1987 y 2003 las industrias en el mundo utilizaron el doble de agua de la que se clasifica para uso doméstico. Las regiones donde se gasta más agua para uso industrial son América del norte, Europa y Medio Oriente; donde se gasta menos con este fin es en África Central, el sudeste africano, el sur de Asia, el norte de África y la región asiática del Pacífico.

Se calcula que el agua extraída para la industria asciende a 22% del total; de éste, los países de mayores ingresos usan 59%, mientras que los países de bajos ingresos no superan 8%.

Necesidades agrícolas

Desde tiempos remotos, la humanidad conoce las ventajas de la irrigación. Pero no todos los sembradíos consumen la misma cantidad de agua, por ejemplo, los de algodón, arroz, maíz y trigo consumen grandes cantidades de agua.

Del agua dulce disponible en el mundo, entre 2 000 y 2 500 km^3 al año, casi 70% se utiliza para la agricultura. Una tercera parte de la irrigación se realiza a través de canales y fosas; las otras dos terceras partes por aspersión, método con el que se pierde menos agua. En cambio, se utiliza muy poca en la técnica de irrigación gota a gota, al pie de los frutales y arbustos, fresas y vides, entre otros cultivos.

La agricultura es la actividad que consume más agua subterránea. Las grandes extensiones de tierras de cultivo de cereales en el mundo consumen tal cantidad que el ritmo es insostenible. Entre los países y zonas en esta posición están India, China, Estados Unidos, el norte de África y la Península Arábiga (aproximadamente, 160 mil millones de m^3 al año, semejante al flujo anual total de dos veces el río Nilo). El consumo disminuye en zonas con precipitaciones medias, temperaturas moderadas o bajas, o zonas con menores cultivo y cría de ganado.

También el sector agrícola es el que más agua desperdicia, no sólo por evaporación, sino por estructuras de riego ineficientes, en mal estado u obsoletas.

Por todo lo anterior, vale señalar que existen evidencias de la severa disminución de las reservas hídricas en el mundo, lo que se debe al crecimiento de la población y al desarrollo urbano, agrícola e industrial. Para evitar una catástrofe, es necesarísimo aprender a utilizar, conservar y reusar el agua.

Actividades

Estima cuánta agua usas en un día, por ejemplo, un sábado lluvioso y frío, donde lo mejor es quedarse en casa todo el día. Llena la siguiente tabla:

Actividad	Volumen (litros)	Actividad	Volumen (litros)
Al bañarte		Al lavarte la cara	
Al cepillarte los dientes		Al beber agua	
Al lavar los trastes		Bañar al perro	
Al lavar la ropa		Lavar el carro	
Al ir al baño		Trapear la casa	

1. Compara cuántos litros utilizas personalmente al día, y cuántos se utilizan en tu casa en las actividades diarias.
2. Por equipos, elaboren un cartel donde comenten algunas formas de ahorrar agua en el hogar y en la escuela.

3.2.2 Purificación del agua

La mayoría del agua para consumo humano proviene de ríos, lagos, presas y de aguas subterráneas, fuentes que han sido expuestas a una gran variedad de contaminantes, por lo que el agua debe purificarse en el hogar o en plantas de tratamiento.

Métodos para purificar el agua

Aireado Se dispersa el agua en el aire o se deja descender por una serie de peldaños, en capas delgadas, para que la luz solar y el oxígeno destruyan la mayoría de las bacterias presentes.

Sedimentación En este proceso el agua se almacena en grandes depósitos, en donde la materia suspendida más gruesa se concentra lentamente en el fondo.

Coagulación Este método también se denomina tratamiento con alumbre. El agua turbia o coloreada se trata con sulfato de aluminio, $Al_2(SO_4)_3$ y óxido de calcio, CaO (cal viva) o hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$, para provocar la formación de un precipitado gelatinoso (hidróxido de aluminio) que se sedimenta en el fondo y arrastra consigo la materia coloreada, suspendida, y algunas bacterias:

$$3Ca(OH)_{2(ac)} + Al_2(SO_4)_{2(s)} \rightarrow 2Al(OH)_{3(s)} + 3CaSO_{4(s)}$$

Filtración Por lo general, se usan lechos de arena para filtrar las grandes masas de agua. La mayoría de las partículas suspendidas se eliminan junto con algunos gérmenes perjudiciales para la salud.

En muchos hogares, los filtros son de uso común y se instalan rápidamente en las llaves de agua, a un costo relativamente bajo. Mediante la filtración con carbón activado se eliminan compuestos orgánicos solubles no biodegradables que permanecen en el agua después de un tratamiento secundario. En este método, se dispone, sobre una gran superficie, una cama de partículas de carbón muy finas, las cuales adsorben sustancias tóxicas y las mantienen en la superficie.

Cloración Es un método efectivo, de bajo costo y de fácil aplicación, por ello se utiliza para potabilizar el agua de las albercas y de las ciudades; consiste en agregar hipoclorito de sodio (NaClO) al agua para formar el ácido hipocloroso (HClO), el cual elimina los gérmenes patógenos y parásitos causantes de enfermedades gastrointestinales, pero no actúa sobre organismos saprófitos.

Acidificación del hipoclorito de sodio:

$$NaClO + H^{+1} \rightarrow Na^{+1} + HClO$$

La cloración elimina la mayoría de las bacterias, pero no los protozoos como las giardas, por lo que se debe hervir el agua para consumo humano. La cloración de aguas residuales domésticas e industriales puede generar la creación de subproductos de hidrocarburos clorados, señalados como carcinógenos, por ejemplo clorobenceno, cloroformo, diclorometano, tricloroetileno, entre otros. Para eliminarlos, se recomienda la ozonización de las aguas residuales.

Ozonización Por su potente actividad química, el ozono se utiliza como purificador, ya que mata las bacterias y otros microorganismos contenidos en el agua al reaccionar con sus componentes químicos. Este proceso es más caro que la cloración, y en fuertes concentraciones es tóxico para el hombre pues el ozono reacciona con los iones de bromuro (Br^-) presentes en las aguas residuales, y genera como subproducto el ión bromato (BrO^{3-}) que, se supone, es carcinogénico.

Desalinización Mediante este proceso, por **ósmosis inversa**, se le extraen al agua de mar las sales minerales que contiene, y así se obtienen grandes volúmenes de agua potable: en una planta desalinizadora el agua marina entra a presión a unos cilindros que tienen más de tres millones de fibras semipermeables huecas, del diámetro de un cabello humano. Debido a una gran presión, las moléculas de agua atraviesan las paredes de las fibras y éstas retienen las sales. El agua que atraviesa las membranas se dirige a un recolector. Este método de purificación aún es muy costoso.

Destilación Consiste en hervir el agua y condensar el vapor producido por medio de alambiques. Así se obtiene el agua destilada, que es químicamente pura, esto es, no contiene sales minerales ni gases disueltos, razón por la cual no es potable y resulta impropia para la alimentación humana, pero se utiliza en medicina, laboratorios, industria y en las planchas domésticas.

Ebullición Por lo general, este proceso se utiliza en el hogar. El agua se hierve durante 10 o 15 minutos para eliminar los gérmenes patógenos. En la ebullición el agua pierde el oxígeno disuelto en ella, por lo que es conveniente airearla para que lo recupere. Es el método más usado y económico que garantiza la purificación del agua.

Intercambios iónicos Se usan en los tratamientos terciarios. Consisten en remover iones, como el amonio o amoniaco para transformarlos en nitrógeno:

$$NH_4^+{}_{(ac)} \text{ o } NH_{3(ac)} \rightarrow N_{2(g)}$$

Las plantas de tratamiento de aguas residuales involucran procesos físicos, químicos y biológicos en tres niveles de purificación con tratamientos primario, secundario y terciario.

Aguas duras

El agua dulce contiene diferentes sustancias disueltas que pueden llegar hasta 1000 partes por millón o ppm. Por ejemplo, el agua de lluvia arrastra partículas y gases de la atmósfera, escurre sobre rocas y suelos hasta llegar a los cuerpos de agua; cuando éstos contienen impurezas disueltas en determinadas cantidades (iones de compuestos solubles de calcio, magnesio, hierro y manganeso, principalmente) hablamos de aguas duras.

Cuando el agua de lluvia entra en contacto con el $CO_{2(g)}$ se forma ácido carbónico. Sucede también que al atravesar el agua los mantos de rocas calizas o dolomita, se disuelven las sales de $CaCO_{3(s)}$ o de $MgCO_{3(s)}$ y se convierten en $Ca(HCO_3)_2$ o $Mg(HCO_3)_2$ solubles, que se disocian en el anión HCO_3^- (carbonato ácido) y los cationes correspondientes Ca^{2+} y Mg^{2+}. El agua que contiene los aniones bicarbonato o carbonato se conoce como **agua temporalmente dura**.

Las reacciones químicas que se presentan son:

$$\underset{\text{del aire}}{CO_{2(g)}} + \underset{\text{de la lluvia}}{H_2O_{(l)}} \rightarrow H_2CO_3$$

En el caso de la caliza tendremos:

$$CaCO_{3(s)} + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca^{2+}{}_{(ac)} + \underset{\text{Ión carbonato}}{2HCO_3^-{}_{(ac)}}$$

$$CaCO_{3(s)} + H_2CO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

Carbonato de calcio Insoluble Sales del subsuelo (Piedra caliza) — Ácido carbónico Soluble — Bicarbonato de calcio

En el caso de la dolomita tendremos:

$$Ca(MgCO_3)_2 + 2H_2CO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 + Ca(HCO_3)_2$$

Carbonato de calcio Insoluble Sales del subsuelo — Ácido carbónico Soluble — Bicarbonato de magnesio — Bicarbonato de calcio

El jabón no logra hacer espuma con este tipo de agua pues los iones disueltos toman el lugar de los iones de sodio del jabón, lo que produce un jabón insoluble que flota como

una capa delgada sobre el agua, o se queda en las paredes del recipiente.

Hablamos de **aguas duras** cuando el agua tiene la propiedad de cortar el jabón (no hace espuma), incrustar las paredes de los recipientes y equipos por donde pasa, como planchas, calderas o sistemas de calentamiento como los calentadores (es el llamado sarro), dificultar la cocción de las leguminosas y causar un sabor desagradable. Esta agua contiene entre 120 y 180 mg · L^{-1} de los iones Ca^{2+}, Na^{+}, Mg^{2+} y Fe^{2+}.

Al calentar el agua dura se forman incrustaciones en los sistemas de calentamiento, ya que el bicarbonato cálcico se descompone y queda libre el dióxido de carbono, lo que precipita el carbonato cálcico insoluble.

Sin embargo, los bicarbonatos se descomponen con el calor y el agua se *ablanda* con la ebullición. Industrialmente, la dureza temporal se elimina adicionando cal apagada (hidróxido cálcico), que reacciona con el bicarbonato soluble y forma el bicarbonato de calcio insoluble que se elimina por filtración o sedimentación:

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2H_2O + 2CaCO_3\downarrow$$

El agua con **dureza permanente** es aquella que no se ablanda en la ebullición por incluir sulfato cálcico (yeso) y sulfato de magnesio, pues estas sales son estables a la temperatura de la ebullición del agua. Por lo tanto, se tienen que ablandar con la adición de carbonato o fosfato sódico. Esto precipita el carbonato o fosfato cálcico insoluble y se elimina por filtración o sedimentación:

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + CaCO_3\downarrow$$

Con estos métodos se busca precipitar la mayoría de los iones de calcio y magnesio al reemplazarlos con los iones de sodio. Es necesario advertir que las personas con hipertensión arterial no deben consumir agua ablandada con iones sodio.

Los iones de hierro (Fe^{2+}) y manganeso (Mn^{2+}) se eliminan por oxidación al airear el agua dura o agregar $Ca(OH)_2$ para que precipiten los compuestos insolubles $Fe(OH)_3$ y $MnO(H_2O)_x$.

El grado de dureza se refiere a la cantidad en mg/L de carbonato de calcio (ya sean sales de calcio o magnesio). Observa la clasificación de la dureza del agua en la tabla 3.6.

Tabla 3.6 Clasificación de la dureza del agua en ppm y en mg/L.

Índice de dureza	ppm de $CaCO_3$	mg/L de $CaCO_3$
Muy blanda	0-15	0-20
Blanda	16-75	21-60
Medias	76-150	61-130
Duras	151-300	131-200
Muy duras	Mayor de 300	Más de 200

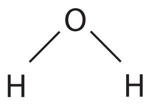
El agua potable tiene una dureza promedio de 250 mg/L de carbonato de calcio y su límite máximo es de 300 mg/L.

Actividades

1. Explica por qué beber agua dura puede ser mejor para la salud que beber agua blanda.
2. ¿Qué beneficios podría tener una familia al beber aguas duras y lavar con aguas blandas?

3.3 El porqué de las maravillas del agua

El agua es un líquido complejo y extraordinario, cuyas propiedades especiales la hacen diferente a los demás líquidos; sus propiedades físicas y químicas son responsables de sus características tan especiales. Las moléculas de agua son muy conocidas (figura 3.4), pero las interacciones entre ellas no tanto, y, sin embargo, determinan su comportamiento y le confieren el prestigio de líquido excepcional.



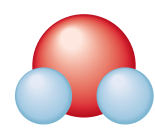


Figura 3.4 Representación de la molécula de agua.

3.3.1 Estructura y propiedades de los líquidos. Modelo cinético molecular de los líquidos

La teoría cinética molecular establece que todas las partículas están en continuo movimiento y que entre ellas existen fuerzas de atracción, llamadas fuerzas de cohesión. La intensidad de estas fuerzas dependerá de la distancia que separa a las partículas y de la naturaleza de las mismas. La energía de las partículas en movimiento es la energía cinética, y es la razón por la cual se deslizan una sobre otra, lo que a la vez explica la fluidez de los líquidos y gases.

Pero los líquidos tienen otras características que tienen que ver con la teoría cinética molecular y con las **fuerzas intermoleculares** (débiles fuerzas de atracción también conocidas como fuerzas de Van der Waals). Estas fuerzas son responsables de los estados condensados de la materia (líquidos y sólidos) y son importantes para determinar las propiedades de la materia (puntos de fusión, ebullición, viscosidad, solubilidad, etcétera).

A su vez, las **fuerzas intramoleculares** (responsables de que permanezcan juntos los átomos de una molécula) son la causa de todo aquello que se relaciona con las propiedades microscópicas de la materia, y mantienen la estabilidad

de las moléculas individualmente. Por lo general, las fuerzas intermoleculares son más débiles que las intramoleculares, por lo que se necesita menos energía para evaporar un líquido que para romper los enlaces de sus moléculas. Analicemos algunas de sus características con base en el modelo cinético molecular:

• **Los líquidos no tienen forma propia** Debido a esta característica, adoptan la del recipiente que los contiene porque las partículas están muy cerca unas de otras, pero las fuerzas de atracción entre ellas no son tan fuertes como en los sólidos. Las partículas se mueven libre y continuamente a una misma velocidad si están a la misma temperatura (figura 3.5).

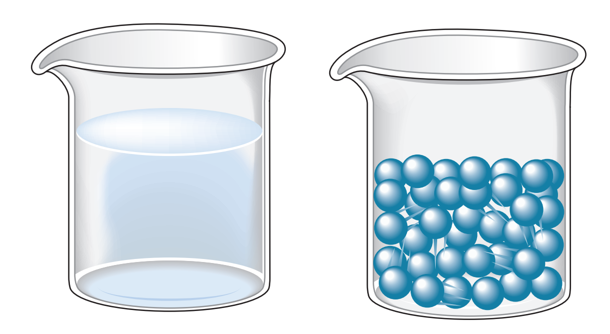


Figura 3.5 Modelo cinético de un líquido.

• **Los líquidos no son compresibles** Por la misma razón que los sólidos, no pueden comprimirse pues sus partículas no dejan espacios vacíos entre ellas.

• **Los líquidos se dilatan por el calor** Al calentar un líquido las moléculas se mueven más rápido y ocupan más espacio, por lo que aumentan su volumen. Los líquidos se dilatan un poco más que los sólidos, pero en cualquier caso es poco, ya que las distancias entre las partículas apenas varían (figura 3.6).

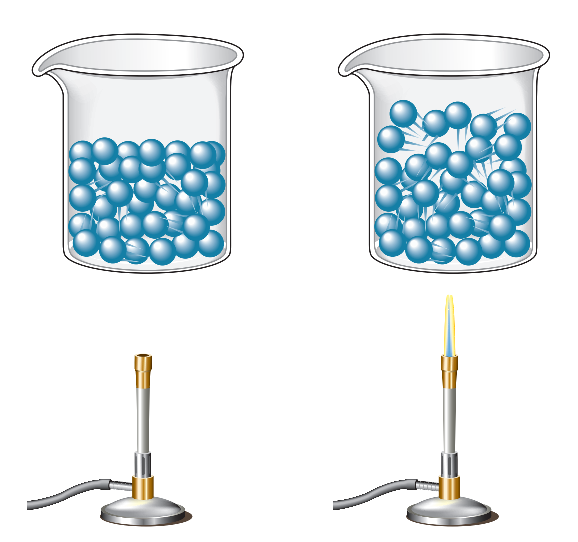


Figura 3.6 Dilatación de los líquidos por el aumento de la temperatura.

• **Los líquidos ejercen fuerzas perpendiculares** Las fuerzas debidas a su peso se ejercen perpendicularmente con respecto a la base y a las caras laterales del recipiente que lo contiene (figura 3.7). Por lo tanto, si hacemos un agujero en la cara lateral de un recipiente de plástico lleno de agua, ésta saldrá en forma perpendicular.

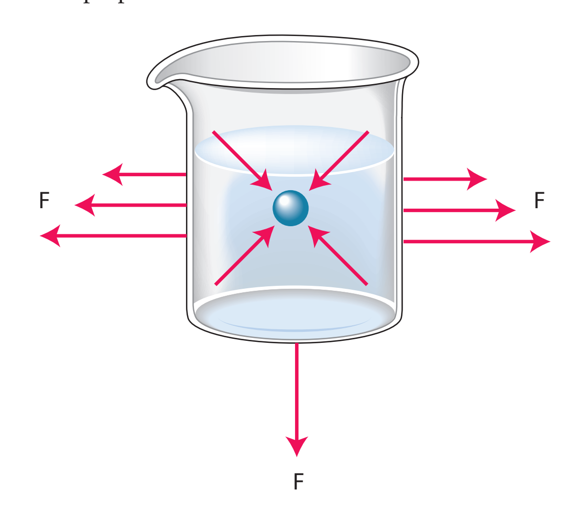


Figura 3.7 Fuerzas perpendiculares en los líquidos.

Los líquidos fluyen Los líquidos tienen fluencia: se mueven progresivamente a un lugar o pasan a través de pequeños orificios porque sus partículas se mueven y pueden deslizarse o desplazarse una sobre otra debido a las débiles fuerzas de Van der Waals (figura 3.8).

3.3.2 Propiedades del agua

El agua es un líquido con propiedades inusuales. Al estudiarlas es importante recordar su naturaleza tan especial y, en primer lugar, es requisito tenerla pura, es decir, que no contenga otras sustancias en solución ni en suspensión. Estas características las reúne el agua destilada.



Figura 3.8 Los líquidos se mueven de un lugar a otro.

El agua es una sustancia incolora, inodora e insípida. En grandes cantidades y a mayor profundidad presenta un color azulado o azul verdoso debido a la reflexión de la luz. Es la única sustancia natural que presenta tres estados de agregación molecular: sólido, líquido y gaseoso.

Primero recordemos que el agua tiene una estructura molecular muy simple: consta de un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno. Esta estructura molecular se analizará a detalle en la sección 3.3.4. Baste decir aquí que tal estructura concede al agua propiedades únicas, mismas que se analizarán en esta sección. En principio, el agua tiene un arreglo distinto en su disposición molecular según su estado de agregación (figura 3.9).

La forma de la estructura molecular del hielo, que aumenta su volumen y disminuye su densidad, hace que grandes cantidades de agua se congelen de arriba hacia abajo, lo que permite que exista vida acuática en los lugares con clima frío. Los puentes de hidrógeno hacen que las moléculas de agua se atraigan fuertemente entre sí. Por ello, los elevados puntos de ebullición y fusión del agua se deben a la gran cantidad de energía necesaria para romper los puentes de hidrógeno de sus moléculas.

El agua hierve a 100ºC (**punto de ebullición**) y se congela a 0ºC (**punto de fusión**) a presión normal (760 mm de mercurio al nivel del mar). Si se comparan estos puntos con los de otros compuestos de estructura molecular parecida, los del agua son muy alto y muy bajo, respectivamente (figura 3.10*a* y 3.10*b*). Por lo tanto, se consideran propiedades únicas. Lo mismo sucede si compara el calor específico del agua en estado líquido con el de otros compuestos.

En la red cristalina que se forma en el estado sólido del agua, cada átomo de la molécula está rodeado por tetraedros de los cuatro átomos de hidrógeno de las moléculas de agua que lo rodean, y así sucesivamente. Esta característica aumenta el volumen del hielo y hace que su densidad sea menor que la del agua líquida. Al calentar el hielo, se destruye la estructura tetraédrica y la densidad del agua líquida es mayor que la del hielo, porque sus moléculas quedan más cerca unas de otras y aún quedan unidas por los puentes de hidrógeno. Lo anterior explica el porqué los icebergs flotan en la superficie del océano.

El agua tiene una gran capacidad calorífica (1 cal/g ºC o 4.180 J/kg), es decir, es una de las sustancias que necesita mucho calor para elevar su temperatura porque una parte del calor se utiliza para romper los puentes de hidrógeno (1 K). El agua tiene un valor alto de calor específico, lo que significa que puede absorber grandes cantidades de energía térmica antes de que empiece a calentarse; también significa que el agua libera la energía poco a poco cuando cesa el calor. Debido a su calor específico, el agua modera el clima del planeta y ayuda a que los organismos sean más eficientes al regular su temperatura corporal.

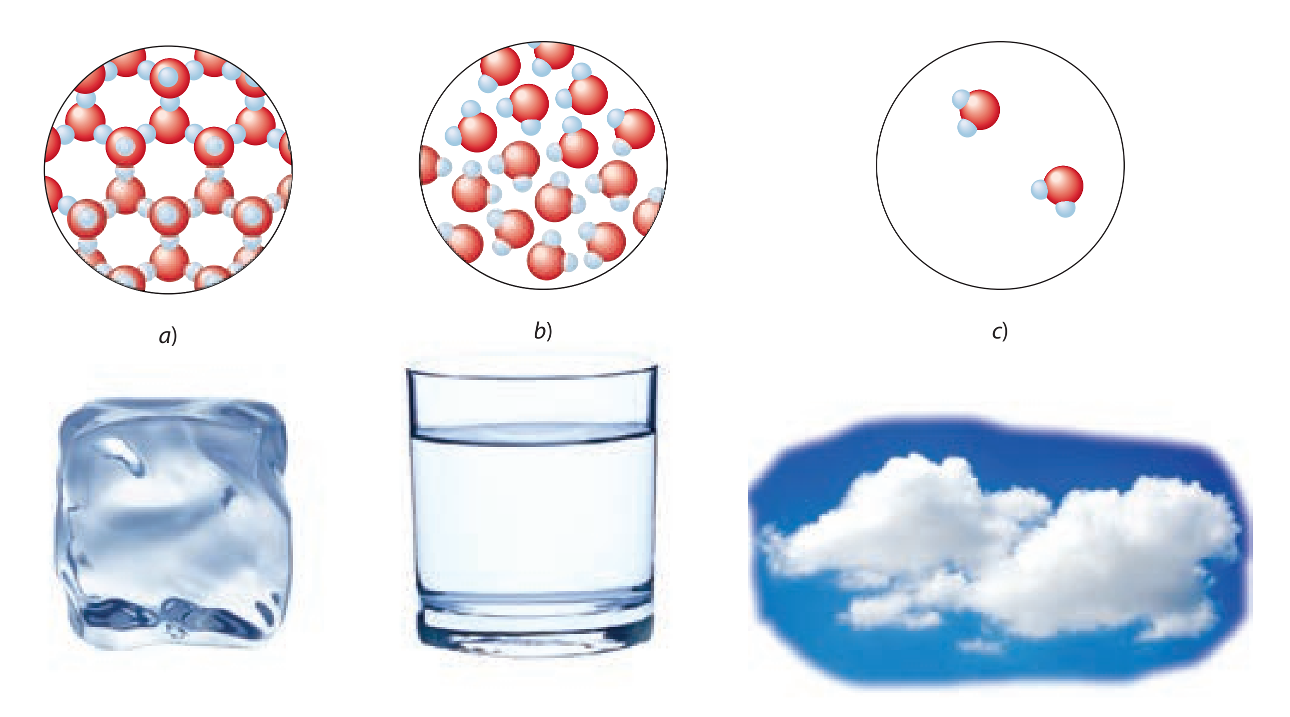


Figura 3.9 *a*) Las moléculas del hielo se ordenan con un patrón geométrico hexagonal pues el puente de hidrógeno genera una estructura porosa con pequeños huecos, lo que origina una baja densidad y permite que el hielo flote sobre el agua al aumentar su masa, es decir, se expande; el agua es el único líquido que al congelarse se expande. *b*) En la fase líquida, las moléculas se unen en pequeños grupos, lo que permite que se muevan y fluyan. *c*) Al vaporizarse el agua, las moléculas se cargan de mucha energía, lo que provoca su gran movilidad y disminuye la formación de enlaces entre ellas.

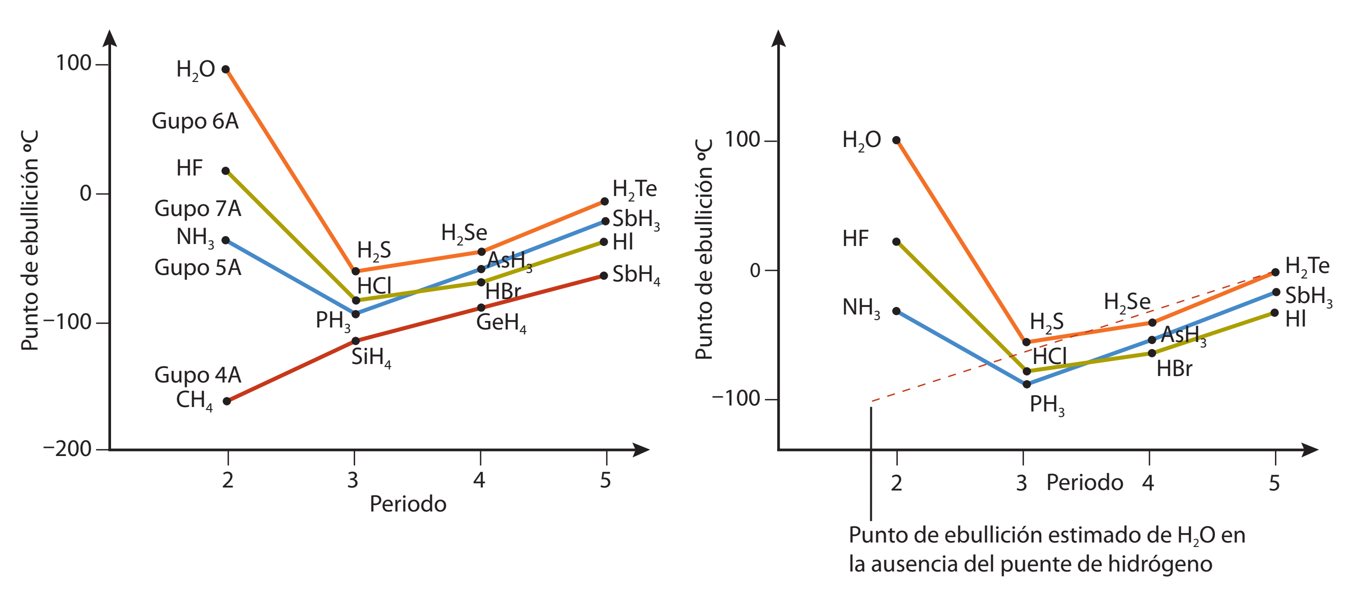


Figura 3.10 *a*) Gráfica de diferentes compuestos con puente de hidrógeno. Observa los puntos de ebullición de NH_3, H_2O y HF. Todas las anomalías se deben a los enlaces de hidrógeno intermoleculares en los compuestos. *b*) En esta gráfica se puede observar el punto de ebullición del agua en ausencia de los puentes de hidrógeno en la línea punteada.

El calor de una sustancia se expresa como:

$$Q = mC_e\Delta T$$

donde

Q = cantidad de calor absorbido o cedido por un cuerpo (Kcal, cal, Btu, J)

m = masa del cuerpo en gramos (g)

C_e = calor específico en $\frac{\text{cal}}{\text{g °C}}$ o en $\frac{\text{J}}{\text{Kg}\cdot\text{K}}$

ΔT = variación de la temperatura ($t_2 - t_1$) en grados Celsius o Kelvin (sistema internacional).

Actividades

Resuelve los siguientes problemas:

1. ¿Qué cantidad de calor se requiere para elevar la temperatura del 240 g de aluminio de 21 a 150°C?
2. ¿Qué cantidad de energía se necesita para elevar la temperatura de 10 g de hierro de 21 a 48°C?
3. Si 755 g de agua absorben 350 kJ de energía, ¿cuanto se incrementó la temperatura?

Comenta y compara tus resultados con otros compañeros. Si encuentras discrepancias, investiga a qué se debieron.

Los puentes de hidrógeno (ve la sección 3.3.4) también determinan la cantidad de calor que absorbe un líquido antes de vaporizarse por completo al igualarse la presión atmosférica y la presión de vapor (**calor latente de vaporización**). El agua en estado líquido tiene un calor latente de vaporización de 539.6 cal/g, es decir, que se absorben 539.6 calorías por cada gramo de agua que se evapora, y lo libera al condensarse. Por esto, los procesos de evaporación de animales y plantas son eficientes al enfriar, porque se siente frescura al evaporarse el sudor. Además, los procesos de condensación y vaporización del agua distribuyen el calor en el planeta.

Para que las moléculas de agua pasen del estado sólido al líquido (fusión) también se requiere de una considerable cantidad de energía térmica, la cual necesita absorber para destruir los enlaces (puentes de hidrógeno) entre las moléculas. Durante la fusión no aumenta la temperatura. El **calor latente de fusión** es la energía térmica necesaria para cambiar el estado de agregación molecular de una sustancia sin que varíe la temperatura. Por ejemplo, para fundir el hielo o congelar el agua se necesitan 80 cal/g a una atmósfera de presión.

Por otra parte, En los líquidos, las fuerzas intermoleculares impulsan las moléculas bajo la superficie en todas direcciones; las de la superficie son jaladas hacia los lados y hacia abajo por otras moléculas, pero no hacia arriba, por lo que la superficie se comporta como una película elástica, es decir, las fuerzas de atracción jalan las moléculas de la superficie hacia el interior del líquido, por lo que las fuerzas no tienen el mismo efecto en todas las partículas, y el área de la superficie se va volviendo más pequeña, comportándose como una membrana invisible.

Para aumentar el área superficial, las moléculas tienen que moverse hacia la superficie; por lo tanto, se necesita energía para que las fuerzas de atracción internas de las moléculas se debiliten. La energía necesaria para aumentar el área superficial en un líquido por unidad de área se llama **tensión superficial.** Entre mayor sea la atracción entre las moléculas, mayor será la tensión superficial. En el caso del agua, la alta tensión superficial se debe a los puentes de hidrógeno.



Figura 3.11 Las gotas de agua tienden a ser esféricas; esta forma varía de acuerdo a las fuerzas a que están sometidas. En la imagen, gotas de rocío sobre las hojas de una planta.

Las gotas de agua tienen una forma esférica porque el área superficial de una esfera es menor que la de cualquier otra forma geométrica con volumen parecido (figura 3.11).

La tensión superficial es la responsable del ascenso de los líquidos en tubos capilares y de la flotación de objetos u organismos sobre su superficie (¿has visto que muchos insectos pequeños flotan sobre superficies acuosas?), así como de su tendencia a que se forme una superficie curva (menisco) cuando el agua está en contacto con un contenedor, ya que actúan dos fuerzas, las de cohesión entre las moléculas y las de adhesión cuando éstas son atraídas por las moléculas del recipiente que contiene el líquido (figura 3.12).

Si colocamos un tubo capilar en un recipiente con un líquido, éste subirá por el tubo si la adhesión es mayor que la cohesión y se formará un menisco cóncavo. Cuando la cohesión es mayor que la adhesión se presenta una depresión con un menisco convexo.

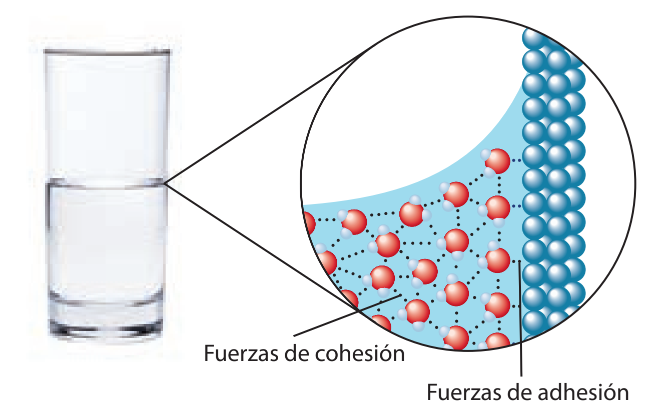


Figura 3.12 La capilaridad se debe a dos clases de fuerzas: las de cohesión y las de adhesión.

Las unidades para medir la tensión superficial son erg/cm^2 o dinas/cm. La energía superficial por centímetro cuadrado se representa con la letra griega *gamma* (γ).

Las sustancias que disminuyen la tensión superficial de los líquidos se llaman **surfactantes** o agentes activos de la superficie, pues rompen los puentes de hidrógeno. En el caso del agua, entre los surfactantes tenemos los jabones y los detergentes.

El agua es un gran disolvente: disuelve algunos compuestos orgánicos, disuelve sustancias gaseosas y sólidas pero no reacciona químicamente con ellas, ya que actúa como dispersante. Cuando el agua de lluvia choca contra el suelo, disuelve materiales solubles de la tierra, rocas y residuos de vegetación; por lo tanto, los lagos y ríos pueden acarrear diferentes cantidades de compuestos orgánicos y partículas minerales, entre otros.

Debido a la polaridad de sus enlaces, el agua es uno de los solventes más polares. Esto se debe a la presencia de un átomo muy electronegativo, el oxígeno, y dos con muy poca electronegatividad, los hidrógenos de la molécula, los cuales quedan con cierta carga positiva, por lo que la molécula de agua adoptan un cierto carácter negativo; así, esto favorece que las moléculas de otras sustancias cargadas eléctricamente se **disocien** con facilidad en presencia del agua.

El agua actúa como disolvente de compuestos iónicos y polares, como la sal, bicarbonato, acetona, vinagre, alcohol y cal. En el caso de disoluciones iónicas, los dipolos del agua (la molécula tiene un polo positivo y otro negativo) atraen iones de las sales, por ello quedan rodeados y recubiertos de moléculas de agua en forma de iones hidratados o solvatados, por ejemplo, el NaCl en presencia del agua (figura 3.13).

Cuando un soluto se disuelve por completo, hablamos de un proceso de **solvatación**.

Se dice que el agua es un solvente universal porque la mayoría de los compuestos tiene zonas polares (moléculas covalentes polares), por ejemplo: sulfatos, carbonatos, cloruros, lípidos, proteínas, aminas, alcoholes, azúcares, éteres y gases, como el oxígeno que respiran los organismos acuáticos, entre otros.

Existen algunos compuestos iónicos cuyas fuerzas de atracción dentro de las redes cristalinas son mayores que las que ejercen los iones del agua, y debido a ello no pueden solvatarse, por lo que son insolubles, como el caso del carbonato de calcio ($CaCO_3$) y del sulfato de bario ($BaSO_4$).

En los compuestos de moléculas no polares —aceite, gasolina, triglicéridos y colesterol, entre otros— los electrones que constituyen el enlace están distribuidos de manera uniforme entre ambos átomos o partículas, por ello el compuesto es eléctricamente neutro, por lo tanto, no pueden disolverse en sustancias polares o iónicas.

Así, los solventes polares (agua) sólo disuelven compuestos iónicos (sales) y polares (alcoholes), mientras que los solventes no polares sólo disuelven compuestos no polares (como la gasolina).

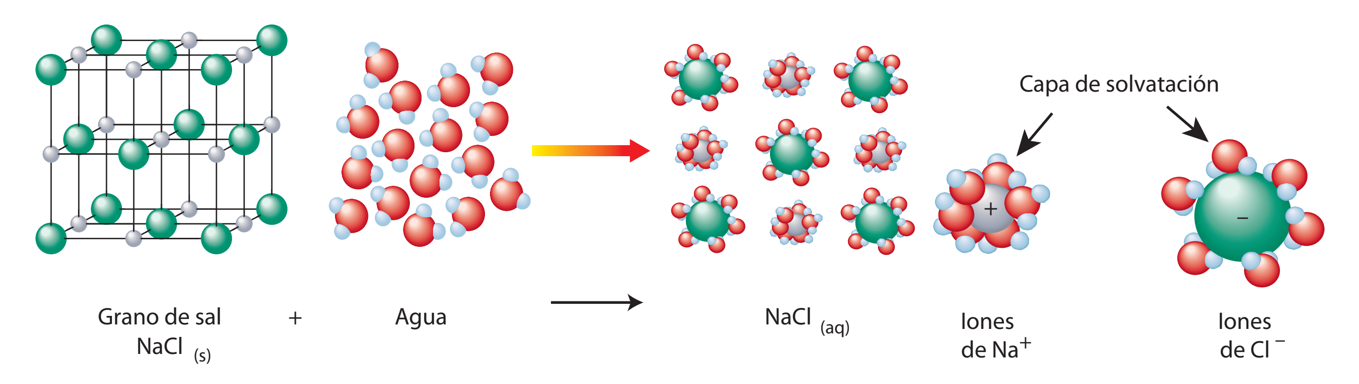


Figura 3.13 *a*) En una disolución de sal común (NaCl) (soluto) en agua (disolvente), las moléculas de agua interaccionan por medio de su polo negativo con el sodio, que tiene carga positiva, mientras que otras moléculas de agua interactúan a través de sus extremos positivos con el cloro con carga negativa. Así, la sal se disocia en iones rodeados por moléculas de agua y se difunde por todo el líquido. *b*) Observa la capa de solvatación que se forma alrededor de los iones de sodio y cloro.

Práctica de laboratorio

Purificación de agua

Objetivo

Para purificar una muestra de agua residual, empleando diferentes técnicas.

Material

Tres envases desechables de refresco con tapa (uno de 325 mL y tres de 2 L, uno de ellos córtalo 7 cm antes del fondo y otro córtale la parte superior); una tapa de refresco de 2 L; trozos de 1 cm aprox. de una maceta o jarrito de barro, o bien, piedritas de 1 cm de diámetro aproximadamente; carbón activado; ½ kg de arena gruesa de río (granos grandes); ½ kg de arena fina de río (granos muy finos casi como polvo); una mota de algodón; un clavo; una franela; dos vasos de 250 mL; un embudo; un agitador; un papel filtro; papel pH; 2 L de agua residual o agua estancada; una cucharadita de sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$; una cucharadita de óxido de calcio (CaO); una cucharada de blanqueador de ropa comercial (disolución de hipoclorito de sodio, NaHCl).



¡Cuidado!

Los blanqueadores pueden desprender vapores de cloro que irritan la piel y las vías respiratorias. El carbón activado puede irritar las vías respiratorias. El óxido de calcio (CaO) es un irritante; es peligroso si lo inhalas o lo pruebas.

Hipótesis

¿Cómo puedes purificar el agua residual en el laboratorio utilizando algunos procesos que se usan en una planta de tratamiento de aguas? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. Por equipo perforen la tapa de refresco de dos litros con un clavo caliente que deberán sujetar con una franela, de manera que quede un hoyo de ½ cm de diámetro en el centro, sin romper la rosca de la misma.
2. Laven por separado los dos tipos de arena, los pedazos de barro y los de carbón, colocándolos sobre trapos limpios y pasando a través de ellos gran cantidad de agua limpia hasta que ya no salga turbia.
3. Viertan el agua residual hasta llenar la botella de 325 mL, midan el pH y anoten la información en la columna de muestra 1:

Muestra	1	2	3	4	5	6
Color						
Olor						
Turbidez						
pH						

4. Viertan el resto del agua residual en la botella completa de 2 L, tápenla y agiten vigorosamente durante medio minuto. Traspasen el contenido a la botella sin la parte superior y después

al envase sin fondo pero con tapa. Repitan el procedimiento 12 veces. El contenido debe quedar en el envase sin la parte superior. Ésta es la muestra 2. Anoten lo que se pide en la columna correspondiente.

5. Agreguen el sulfato de aluminio y el óxido de calcio al agua aireada. Agiten la mezcla durante 6 minutos. Escriban sus observaciones.
6. Dejen reposar la mezcla; observa cada 5 minutos hasta completar un lapso de 15 minutos; registren sus observaciones y completen la columna de la muestra 3 (si no consiguieron el óxido de calcio y el sulfato de aluminio, pueden agregar una disolución de cal y dejarla reposar durante 24 horas sin mover la botella).
7. Mientras esperan, construyan un filtro con el envase desfondado colocándole la tapa horadada, introduzcan en el cuello del envase un trozo de algodón evitando que quede muy apretado.
8. Agreguen los trozos de barro hasta que alcancen una altura de 3 cm.
9. Agreguen la arena gruesa (3 cm de altura), después arena fina (3 cm de altura).
10. Coloquen un vaso de precipitado debajo del envase cortado y encima coloquen el filtro de arena. Decanten el líquido obtenido en el paso 6 en el filtro de arena tratando de no mover la capa superior de arena mientras agregan el agua. Anoten sus observaciones y completen la columna de la muestra 4.
11. Añadan al vaso de precipitados con el agua, una cucharada de carbón activado y agítenlo suavemente. Coloquen en el otro vaso de precipitado en embudo con el papel filtro y vacíen el agua que contiene el carbón activado. Una vez terminada la filtración, anoten sus observaciones y completen la columna de la muestra 5.
12. Agreguen al agua filtrada 2 gotas del blanqueador y agiten suavemente la disolución. Anoten sus observaciones y completen la columna de la muestra 6.

Analiza

1. Elabora una bitácora con todas tus observaciones.
2. Contesten las siguientes preguntas:
   a) ¿Cuánto tiempo tomó purificar el agua?
   b) ¿Qué procesos de purificación de agua se realizaron en el experimento?
   c) ¿En qué momento se llevó a cabo cada proceso? Justifiquen su respuesta.
   d) Expliquen por qué añadir CaO y $Al_2(SO_4)_3$ aceleró el proceso de sedimentación.
   e) ¿Para qué sirve el carbón activado? ¿Cómo funciona?
   f) ¿Creen que el agua que obtuvieron en el punto 10 ya está purificada? ¿Por qué?
   g) Expliquen cómo el papel filtro ayudó a filtrar el agua.
   h) ¿Y la del punto 12? Justifiquen su respuesta.
   i) ¿Existen diferencias entre el agua residual inicial y el agua purificada final obtenida? Expliquen cuáles.
   j) Además de potabilizar el agua por medio de filtros, ¿conocen otros usos en los que intervenga la filtración? ¿Cuáles?
3. Comparen sus resultados con los de otros equipos y si existe alguna discrepancia, analícenla y lleguen a un acuerdo.

Compara tus hipótesis

Comparen los resultados con la hipótesis inicial.

Aplicación

Con base en lo estudiado, expliquen lo que sucedería si no se cambiaran los filtros o el relleno del filtro cada determinado tiempo.

Conclusión

Con ayuda del maestro comenten y discutan con los compañeros sus respuestas y entre todos anoten una conclusión final sobre el tratamiento de las aguas residuales y su uso para un mejor aprovechamiento. Anótenla en el pizarrón y en su cuaderno.

3.3.3 Composición del agua: electrólisis y síntesis

Como recordarás, el agua está constituida por dos elementos gaseosos, oxígeno e hidrógeno; su fórmula química es H_2O, es decir, que hay un volumen de oxígeno por dos de hidrógeno. Existen varios métodos para demostrarlo; aquí estudiaremos dos: la electrólisis y la síntesis.

La **electrólisis** es un procedimiento por medio del cual se pasa una corriente eléctrica a través de la disolución de un electrolito o una sal fundida para producir una reacción química de oxidorreducción no espontánea. El proceso se realiza en un recipiente o celda electrolítica (figura 3.14).

Electrólisis del agua

Estudiar el agua requiere que ésta sea pura; en esta condición no es conductora de electricidad y por ello debemos añadir unas gotas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) para poder pasar una corriente directa de una fuente de energía (un generador, baterías, un

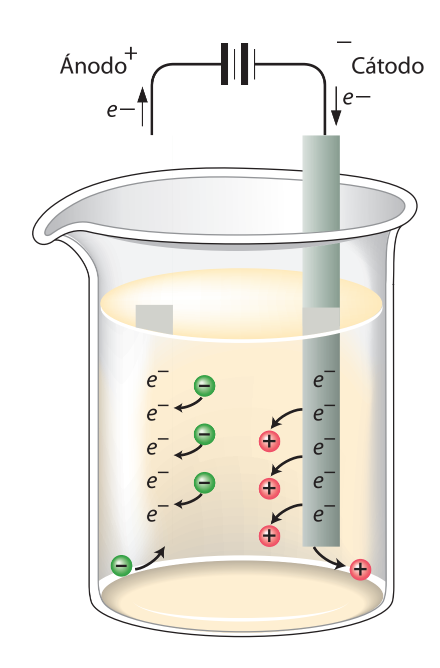


Figura 3.14 Celda electrolítica y sus componentes.

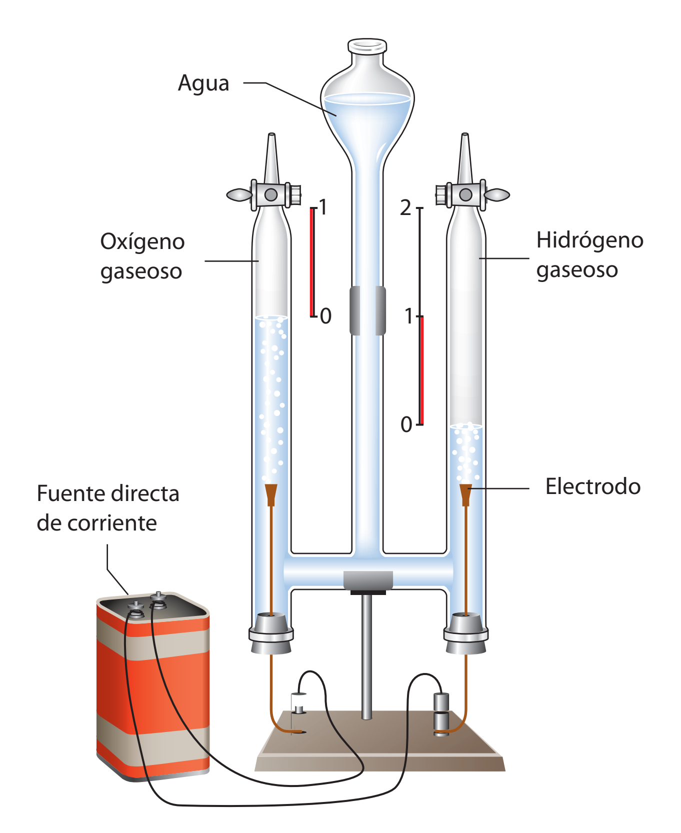


Figura 3.15 Electrólisis del agua.

pequeño acumulador, etc.). El H_2SO_4 es un electrolito que permite la conducción de la corriente eléctrica a través de la disolución que contendrá los iones H^+, HSO_4^- y SO_4^{2-}.

El flujo de electrones de la corriente rompe los enlaces covalentes, generando los iones H^+ y los OH^-. Los iones H^+ son atraídos hacia el cátodo, donde se reducen a átomos de hidrógeno para formar moléculas de H_2 gaseoso. Los iones OH^- se dirigirán al ánodo, donde se oxidarán para formar moléculas de O_2 gaseoso. Los iones de HSO_4^- y SO_4^{2-} también se dirigirán al ánodo pero no se oxidarán, ya que la oxidación del agua ocurre con mayor facilidad (figura 3.15).

Las reacciones de este proceso se representan como:

$$H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^-$$
(disociación, reacción reversible)

En presencia de estos iones el agua es capaz de disociarse:

$$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$$
(disociación, reacción reversible)

Reacción en el cátodo (−)	Reacción en el ánodo (+)
$4H_2O_{(l)} + 4e^- \rightarrow 2H_{2(g)} + 4OH^-_{(ac)}$	$2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(ac)} + 4e^-$
$4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_{2(g)}$	$4OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2 + 4e^-$
Se reduce	Se oxida

La reacción completa queda:

$$2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

Si observas cuidadosamente la reacción, podrás darte cuenta de que por cada volumen de oxígeno se obtienen dos volúmenes de hidrógeno desprendido.

Síntesis del agua

La síntesis es un proceso por medio del cual se forma un compuesto a partir de compuestos más simples; en el caso del agua, a partir de dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno. Esto se puede efectuar con el eudiómetro de Cavendish, que consiste en un cilindro grueso de vidrio lleno de mercurio colocado dentro de una cuba que contiene el mismo metal. En la parte superior, el cilindro tiene dos alambres de platino conectados a una bobina que generará corriente para hacer saltar una chispa eléctrica y así elevar la temperatura. Entonces el mercurio subirá por el interior del tubo y generará unas gotas de agua al tener contacto con una mezcla de gases (hidrógeno y oxígeno) previamente cargada (figura 3.16).

3.3.4 Estructura molecular del agua: enlaces covalentes, moléculas polares y no polares, puentes de hidrógeno

Como ya se mencionó, el agua pura es un compuesto triatómico formado por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

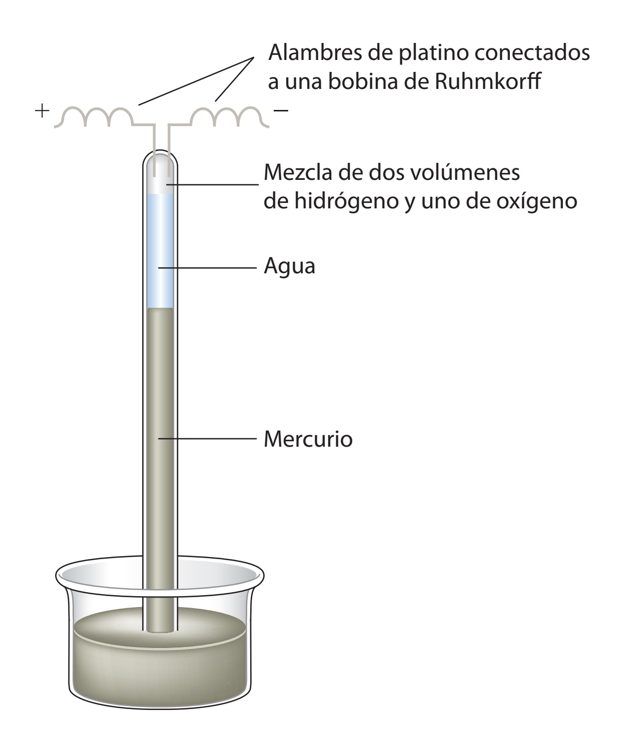


Figura 3.16 Eudiómetro de Cavendish, donde se efectúa la síntesis del agua a partir de la mezcla de hidrógeno y oxígeno.

La molécula presenta dos enlaces covalentes O–H, por lo tanto, la molécula es muy polar, ya que mientras el oxígeno tiene mayor electronegatividad, el hidrógeno la presenta muy baja, lo que causa una polarización en la molécula porque el hidrógeno consigue una carga algo negativa.

Cada átomo de hidrógeno se une al átomo de oxígeno mediante un par de electrones compartidos; este tipo de enlace se llama covalente. En la molécula, sólo dos de los seis electrones de la capa exterior del oxígeno se utilizan con este fin, dejando cuatro electrones que se organizan en dos pares. Los cuatro pares de electrones alrededor del oxígeno se organizan para reducir al mínimo las repulsiones entre las cargas negativas. Esta disposición origina una figura tetraédrica en la que el ángulo entre los pares de electrones (y en el ángulo de enlace H–O–H) es de 104.5º (figura 3.17).

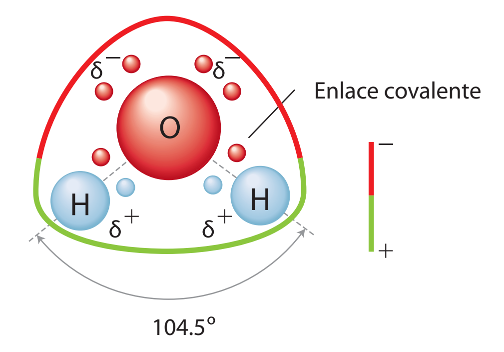


Figura 3.17 Modelo de la distancia entre los enlaces covalentes y la polaridad de la molécula.

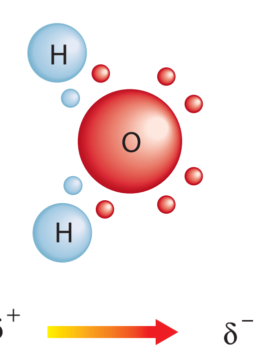


Figura 3.18 Imagen eléctrica de una molécula de agua.

Como puedes advertir, la estructura de una molécula de agua es resultado de la interacción entre las fuerzas intermoleculares (atracción y repulsión) que se relacionan con las cargas eléctricas.

Aunque la molécula de H_2O es eléctricamente neutra, las cargas positivas y negativas no se distribuyen de manera uniforme. Observa la figura 3.18; ahí la graduación del color muestra cómo la carga electrónica negativa se concentra en el extremo del átomo de oxígeno. Debido a que los electrones son libres (círculos azul oscuro) y a que la carga del oxígeno es alta, se ejercen atracciones más fuertes sobre los electrones. Este desplazamiento de los electrones del enlace hacia una de las cargas constituye el **momento dipolar**, donde un dipolo eléctrico se representa por la flecha en la parte inferior de la molécula del agua.

El dipolo eléctrico provoca la atracción entre los extremos opuestos de las moléculas vecinas, donde cada átomo de oxígeno atrae a dos átomos de hidrógeno cerca de dos moléculas de agua. Estos **puentes de hidrógeno** también se observan en otros compuestos de hidrógeno. Aunque son considerablemente más débiles que los enlaces covalentes, en la molécula de agua son suficientemente fuertes —además de su bajo peso molecular— para mantener el agua líquida a temperatura ambiente (25ºC a 1 atmósfera). Otras sustancias normalmente tenderían a estar en estado gaseoso a esas temperaturas (figura 3.19).

Los enlaces formados se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas de atracción entre núcleos cargados positivamente y electrones compartidos cargados negativamente. Hablamos de un **enlace covalente** cuando dos átomos unidos por un enlace formado entre átomos que comparten sus electrones presentan, cada uno, ocho electrones en su último nivel (figura 3.20).

Si los átomos enlazados tienen la misma **electronegatividad**, los electrones se comparten igual y se denomina enlace covalente puro o enlace covalente no polar; son ejemplo de lo anterior todas las moléculas formadas por átomos iguales Cl_2, H_2, O_2, N_2, entre otras.

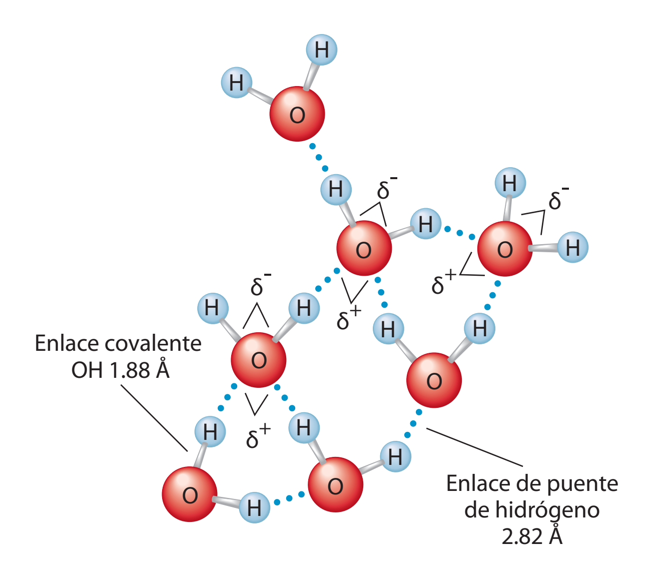


Figura 3.19 Enlaces en la molécula de agua.

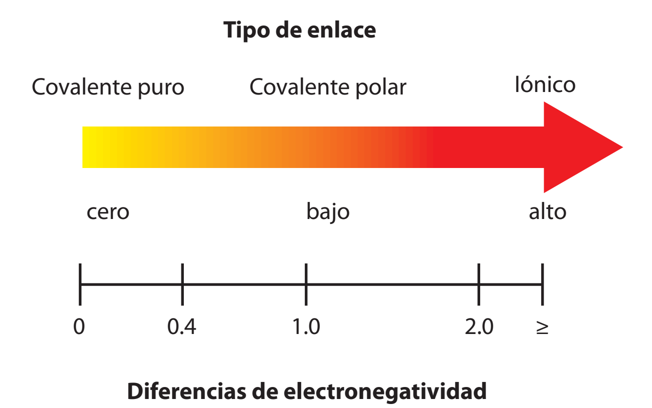


Figura 3.21 Tipos de enlace y su relación con las diferencias de electronegatividad.

La mayoría de los enlaces covalentes son polares, es decir, los átomos tienen diferente polaridad porque los enlaces cuentan con un reparto desigual de electrones. En estos compuestos, los electrones se desplazan hacia el átomo más electronegativo, el cual tiene mayor tendencia a atraer el par de electrones compartido; entre mayor sea la electronegatividad entre los átomos, más polar resultará la molécula, por lo que la nube electrónica será más densa alrededor de un átomo que del otro; por lo tanto, un extremo del enlace será relativamente positivo (con carga parcial positiva δ^+), y el otro extremo, relativamente negativo (con carga parcial negativa δ^-).

La polaridad de los enlaces (figura 3.21) se relaciona con la polaridad de las moléculas. Esto afecta propiedades físicas como puntos de fusión y ebullición, capacidad calórica, densidad, calor latente de fusión y evaporación, solubilidad, etc. También se relaciona con las propiedades químicas al determinar la clase de reacción química, e incluso afectar la reactividad de los enlaces cercanos.

3.3.5 Regulación del clima

Nuestro planeta es único en el sistema solar debido al clima, que es resultado de un constante equilibrio entre el agua, la atmósfera y la energía que recibe del sol. La energía solar causa el movimiento de las masas de agua entre el mar, la tierra y la atmósfera (ciclo del agua), lo que crea un vínculo entre el clima y el ciclo hidrológico.

En el planeta, los tres estados de agregación molecular del agua, sólido, líquido y gaseoso, se distribuye en diferentes reservas: el mar, depósitos de hielo y nieve, aguas terrestres, atmósfera y biosfera, que se hallan en continuo movimiento en el sistema climático.

Los océanos desempeñan un papel fundamental en el control del clima en el planeta; la elevada capacidad calórica

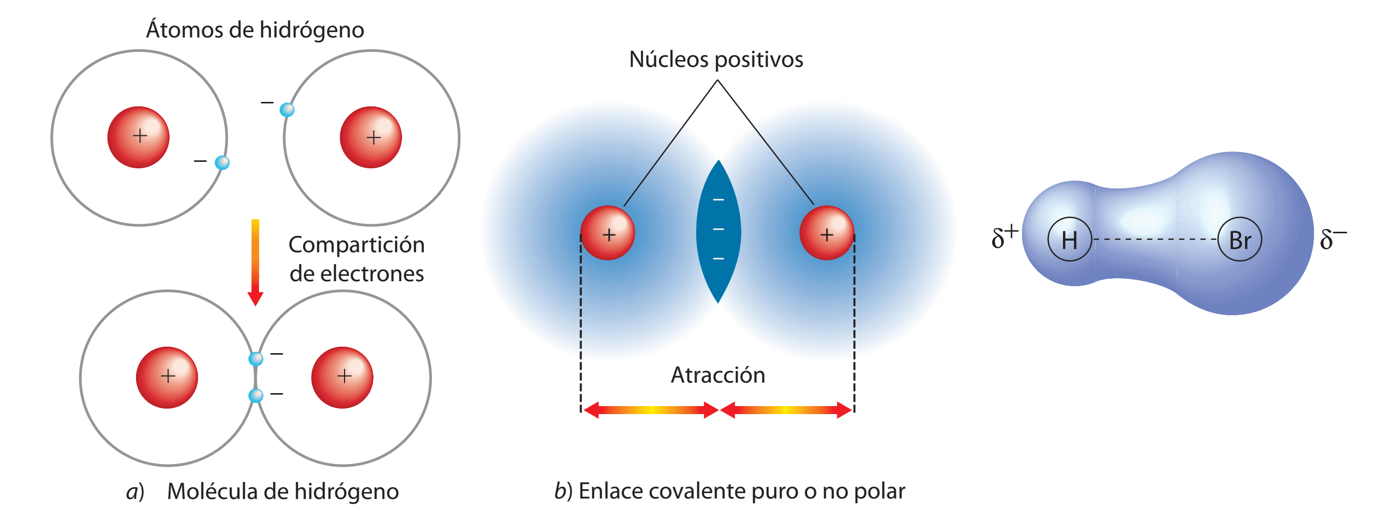


Figura 3.20 Enlace covalente.

del agua marina y las características de su balance térmico (la mezcla de las capas superiores de agua debido a las corrientes) disminuyen las diferencias de temperatura en el transcurso del año. La enorme cantidad de calor que los océanos almacenan se desprende poco a poco.

El calor no penetra el mar de igual manera, pues la Tierra presenta una distribución desigual. En los intercambios de calor entre la atmósfera y los océanos, éstos ganan calor en el ecuador y lo transportan hacia las zonas polares. Las consecuencias de este intercambio son que la atmósfera y el océano transportan casi la misma cantidad de calor; esta diferencia de temperaturas (ecuador-polos), conservada por la radiación del sol que penetra la atmósfera, provoca la circulación atmosférica y oceánica.

La radiación solar también genera las diferencias entre los climas oceánico y continental, ya que los continentes no pueden almacenar grandes cantidades de calor y la retención de éste es muy pequeña. Por lo tanto, el suelo se calienta mucho y muy rápido en verano y se enfría también muy rápido en invierno, por lo que el calor no tiene tiempo de penetrar en el suelo. A su vez, los océanos, debido a su masa y propiedades térmicas, absorben enormes cantidades de calor con el cual regulan la temperatura del aire, ya que envían grandes cantidades de vapor de agua a la atmósfera y proporcionan altos grados de humedad al clima oceánico (figura 3.22).

Todo el contenido calórico almacenado de la atmósfera lo contiene el océano sólo en sus dos primeros metros bajo la superficie, lo que se debe a la capacidad calórica y de absorción del agua. Cerca de 72% de la superficie del planeta la ocupan los océanos, los cuales actúan como reguladores climáticos pues atenúan las variaciones extremas de temperatura por la absorción o desprendimiento de calor desde o hacia la atmósfera, lo que repercute en el calor, el frío, la humedad, la nieve, la sequía y la presión atmosférica en el planeta.

La influencia de los océanos también abarca los ciclos biogeoquímicos, por ejemplo, el del agua y el del carbono. En el ciclo del agua, el vapor de ésta en la atmósfera produce la lluvia y actúa como gas de efecto invernadero; en el caso del dióxido de carbono atmosférico, los océanos absorben aproximadamente 29% del que se encuentra presente en la atmósfera —que se almacena en lo profundo de las zonas polares— y de los procesos biológicos que ocurren en ellos, lo que favorece la moderación de la temperatura de la troposfera, y al mismo tiempo actúa como memoria de los estados climáticos del pasado reciente de la atmósfera en el planeta.

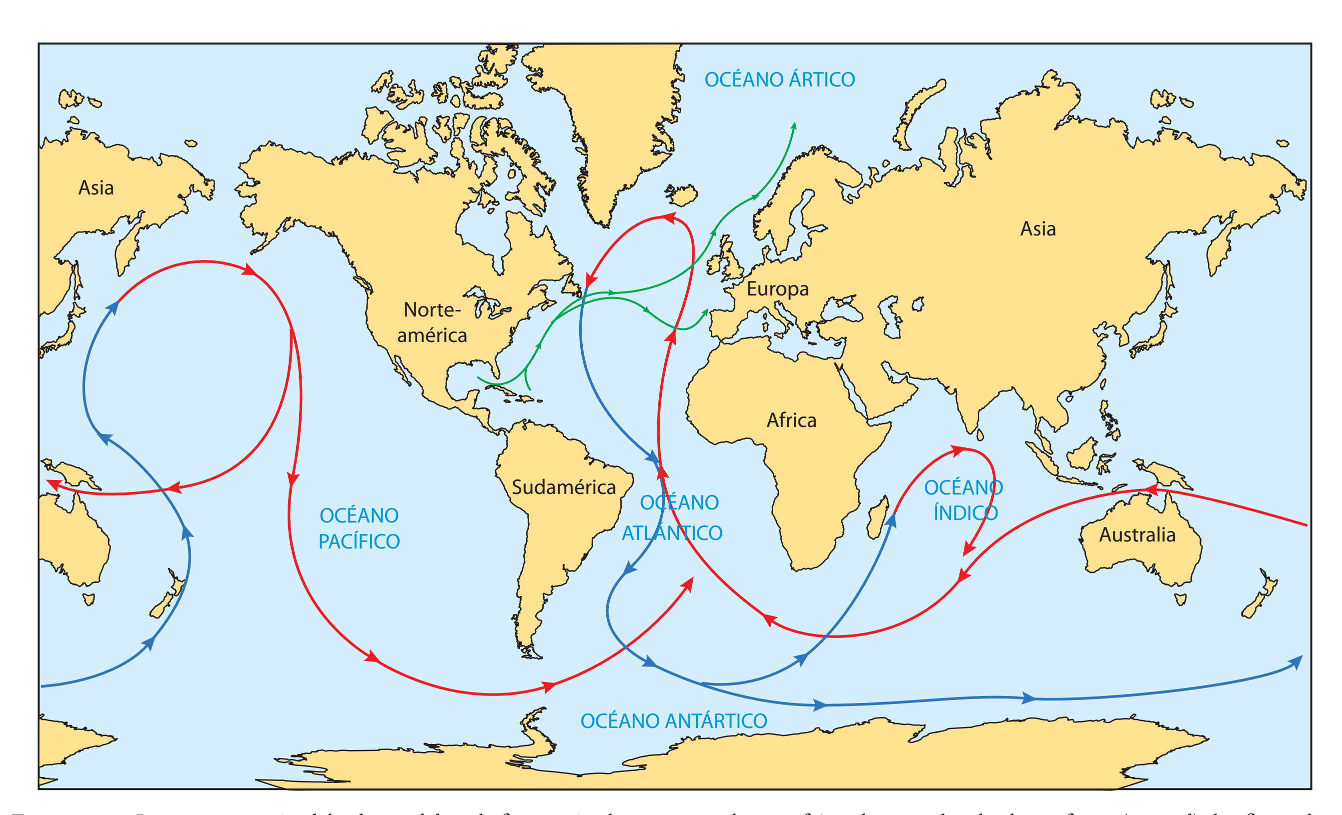


Figura 3.22 La transportación del calor se debe a la formación de corrientes de agua fría y densa en los dos hemisferios (en azul); los flujos de agua ocurren en la profundidad y se unen en el hemisferio sur para integrarse a la corriente Circumpolar Antártica, que se dirige hacia el este y se bifurca hacia los océanos Índico y Pacífico, donde el agua se dirige hacia la superficie y forma una corriente cálida y salina que retorna hacia el hemisferio norte (en rojo).

3.3.6 Soluciones. Concentración en por ciento y molar

¿Sabes qué es una disolución? Las disoluciones están a tu alrededor, en el aire que respiras; algunos de los alimentos que ingieres lo son, incluso algunos fluidos de tu cuerpo, como los de la digestión. Las disoluciones son tan comunes que con el fin de aprender química es importante conocer su comportamiento.

Disoluciones, coloides y suspensiones

Son mezclas homogéneas. Seguramente, te resultan familiares las disoluciones líquidas como el agua de limón o los jarabes. Sin embargo, las disoluciones pueden contener sólidos, líquidos o gases (tabla 3.7).

Tabla 3.7 Sistemas de disoluciones.

Sistema	Ejemplo
Sólido-sólido	El acero es una mezcla de fierro y carbono.
Sólido-líquido	Agua de mar contiene sal, otros ingredientes sólidos en el agua.
Líquido-líquido	Vinagre contiene ácido acético en agua.
Líquido-gas	La humedad del aire contiene gotas de agua en el aire que es una mezcla de gases.
Gas-líquido	Las bebidas carbonatadas contienen dióxido de carbono gaseoso en un líquido. Por ejemplo, los refrescos.
Gas-gas	El aire es una mezcla de gases como el oxígeno, hidrógeno, entre otros.

Una disolución contiene una o más sustancias llamadas *solutos*, que se disuelven en una sustancia llamada *solvente*. El **soluto** es un componente que se halla en menor proporción, mientras que el **solvente** se presenta en mayor proporción; por lo tanto, predomina la apariencia del solvente, pues el soluto se integra muy bien en él. El tipo más común de disolución es el de un sólido disuelto en un líquido; pero existen disoluciones sólidas, líquidas y gaseosas.

Solubilidad Algunas combinaciones de sustancias fácilmente adquieren la forma de disoluciones y otras no. Cuando una sustancia se disuelve en un solvente se dice que es **soluble** en él. Por ejemplo, el azúcar es soluble en agua. Una sustancia que no se disuelve en un solvente es insoluble en ese solvente; por ejemplo, la arena es **insoluble** en agua. ¿Alguna vez has agitado una botella que contenga aceite y vinagre? ¿Qué pasa con los líquidos inmediatamente después de que los agitaste? Efectivamente, se separan, el aceite es insoluble en vinagre; en este caso se dice que son sustancias **inmiscibles**. Cuando dos líquidos son solubles uno en otro, como el vinagre [ácido acético, $CH_3{-}COOH$ ($C_2H_4O_2$)], en agua (H_2O), se dice que son **miscibles**. ¿El agua y el alcohol son sustancias miscibles?

Las disoluciones se pueden separar por cambios de fase, como condensación, evaporación, sublimación y fusión, entre otras.

Concentración de las disoluciones La **concentración de una disolución** es la medida de cuánto soluto está disuelto en una cantidad específica de solvente o disolución. Según la cantidad de soluto que contienen, las disoluciones se clasifican en:

- *Diluida* Es aquella que contiene poco soluto.
- *Concentrada* Contiene una gran cantidad de soluto.
- *Saturada* Presenta la máxima cantidad de soluto a determinada temperatura.
- *Sobresaturada* Presenta la máxima cantidad de soluto, y se necesita calor para disolverlo.

Las propiedades de las disoluciones dependen de su concentración (del número de partículas de soluto en disolución) y son constantes, por lo que se les denomina **propiedades coligativas**.

Actividades

Conformen equipos de dos personas y realicen lo siguiente:

1. En la cocina, traten de disolver en agua las siguientes sustancias en 10 mL de agua y en 10 mL de alcohol: sal, azúcar, vaselina, bicarbonato de sodio, polvo de hornear, aceite vegetal, un trocito de alcanfor, loción de manos, vinagre, un trocito de naftalina, extracto de vainilla, un trocito de plastilina y jabón para trastos. Registren si los solutos son solubles o insolubles. Organicen sus datos en una tabla.
2. Compartan sus resultados; si existen diferencias repitan los experimentos y registren los resultados.
3. Elaboren una conclusión sobre el trabajo realizado, donde indiquen los solutos solubles e insolubles.

Importancia de las disoluciones Conocer las disoluciones y sus propiedades coligativas ha generado interesantes aplicaciones en la vida diaria y la industria. ¿Alguna vez te has preguntado por qué agregar anticongelante al carro? ¿Por qué en algunos países ponen sal en las aceras o avenidas cubiertas de hielo? Esto se relaciona con dos propiedades de las mismas: la depresión y la elevación del punto de congelación.

Descenso de la presión de vapor ¿Has observado que cuando ponen a cocer espaguetis o tallarines y se le agrega un puñado de sal al agua, ésta deja de hervir durante algunos instantes? Si se le agrega más sal tardará más en continuar hirviendo. Esto se debe a que el agua aumentó su punto de ebullición, lo que se conoce como descenso de la presión de vapor; es decir, la presión de vapor baja a una determinada temperatura conforme aumenta la concentración del soluto no volátil de una disolución. La aplicación de este principio se presenta en la destilación fraccionada en los laboratorios, y en la industria.

Depresión del punto de congelación Una disolución siempre tiene un menor punto de congelación que el disolvente puro,

es decir, las disoluciones acuosas (como los refrigerantes) siempre tendrán un punto de congelación menor a 0°C, lo que dependerá de la concentración del soluto. Si arrojas sal a una superficie de hielo, ésta se disolverá y formará una disolución con un punto de congelación menor que el del agua. Esto sucede porque el soluto se disocia (separa) y retarda el proceso de congelación.

Enlista algunos otros ejemplos donde se utilice esta propiedad.

Elevación del punto de ebullición Se refiere al caso contrario del punto anterior, ya que el punto de ebullición de una disolución siempre es mayor que el del disolvente puro; en el caso de una disolución acuosa, es superior a 100°C a una presión normal de 1 atm (760 mmHg). El soluto no debe evaporarse.

Esto sucede porque las partículas de soluto ocupan espacio en la superficie donde hacen contacto el líquido y el gas, interfiriendo con la capacidad de las partículas del disolvente para evaporarse. Las partículas del soluto disminuyen la presión de vapor del disolvente, por lo que se necesitará mayor temperatura para que la presión de vapor se iguale con la presión atmosférica y se produzca la ebullición. A mayor concentración del soluto, mayor elevación del punto de ebullición.

Menciona algunos ejemplos donde se utilice esta propiedad.

Ósmosis y presión osmótica ¿Te has preguntado por qué en el mercado rocían agua sobre las verduras o flores? Las verduras adsorben parte del agua y adquieren nuevamente su frescura, ya que el agua penetra las membranas celulares de la superficie de las verduras, pues son selectivamente permeables (permiten pasar ciertas sustancias, como el agua). Pero ¿cómo pasan? En biología aprendiste que la difusión a través de las membranas es un proceso donde, después de cierto tiempo, las moléculas del soluto alcanzan una distribución homogénea en todo el espacio donde pueden moverse. La difusión depende de la relación entre el diámetro de las partículas disueltas y el de los poros de la membrana.

Las moléculas de un gas o un líquido tienden a difundirse de una zona más concentrada a una menos concentrada. En el caso de las flores y las verduras, el agua que contienen normalmente tiene solutos como azúcares y sales. Cuando las verduras se rocían con agua pura, ésta tiende a difundirse hacia el interior (pasa de una zona de mayor concentración a una de menor). Este fenómeno se conoce como **ósmosis**.

Las moléculas de la zona de mayor concentración crean presión sobre la membrana y empujan algunas moléculas de agua para cruzarla. La presión que ejercen las moléculas de agua que se mueven en la solución se llama **presión osmótica**, la cual depende de la cantidad de partículas del soluto en un volumen de disolución.

La ósmosis tiene un papel muy importante en varios procesos biológicos, por ejemplo: la diálisis del riñón y la forma en que obtienen nutrientes las plantas.

La presión osmótica se usa para el transporte ascendente de agua en las plantas, en la conservación de alimentos por adición de azúcar o sal, en la determinación de la masa molar de un soluto y en la desalinización del agua por ósmosis inversa.

Actividades

En equipos de dos personas respondan y realicen lo siguiente:

1. ¿Cómo se aplican las propiedades de las disoluciones en la preparación del helado?
2. La preparación de encurtidos requiere lavar las verduras y remojarlas en una solución concentrada de sal, ¿para qué se hace esto?
3. Comenta cómo funciona el anticongelante que se añade a los carros para evitar que se congelen.
4. Indica por qué el jabón es efectivo para remover las manchas de grasa y mugre.
5. Considera diferentes técnicas para la preparación de alimentos y analiza cómo se aplican las disoluciones químicas en la cocina.
6. ¿Qué es la ósmosis inversa?, ¿en qué consiste?, ¿qué aplicaciones prácticas tiene?

Efecto de la temperatura en la solubilidad

La mayoría de los sólidos se disuelve mejor en un líquido a medida que la temperatura aumenta; es decir, se incrementa la solubilidad de los sólidos. En general, los gases son más solubles en agua fría: cuando aumenta la temperatura tienden a abandonar, en forma de burbujas, las soluciones, ya que su solubilidad en un líquido disminuye debido a su tendencia a expandirse con el calor (figura 3.23).

Efecto de la presión en la solubilidad

¿Por qué al destapar un refresco comienza a burbujear? Los cambios de presión externa influyen poco en la solubilidad de un sólido o un líquido, pues éstos difícilmente se comprimen. El burbujeo se debe a que en los gases la solubilidad aumenta con la presión, es decir, a mayor presión, mayor solubilidad de los gases. Cuando se destapa un refresco gaseoso empieza a burbujear porque disminuye la presión sobre el líquido y se rompe el equilibrio que mantenía el gas carbónico disuelto en él. Esta disminución de presión permite que el dióxido de carbono (CO_2) salga de la disolución a la superficie en forma de burbujas.

Expresando la concentración de una disolución ¿Cómo sabes realmente qué taza de té contiene mayor concentración de soluto? Las descripciones cualitativas se pueden utilizar, pero se conoce mejor la concentración de una disolución mediante una descripción cuantitativa. Las más usadas para

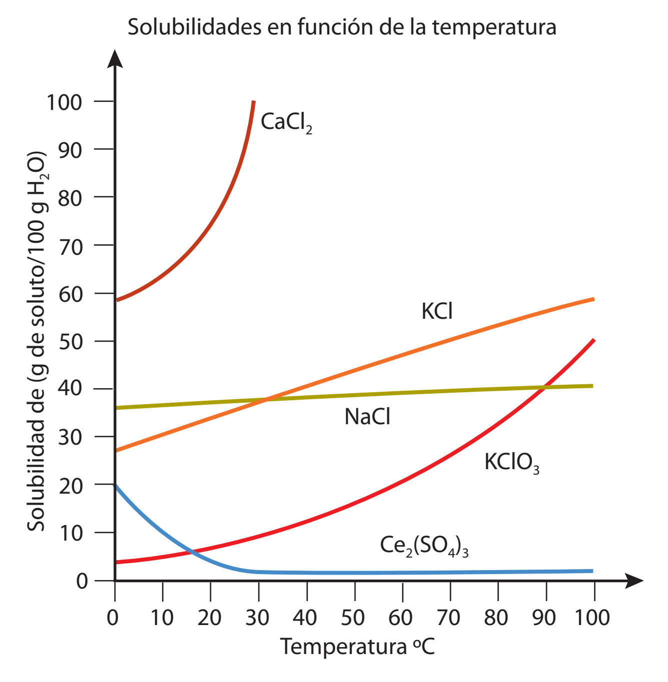


Figura 3.23 La gráfica muestra la solubilidad de varias sustancias en función de su temperatura. ¿Cuál es la solubilidad del cloruro de calcio a 25°C?

indicar la concentración de soluto son el porcentaje en masa, el porcentaje en volumen y la concentración molar.

Cuando se expresa la concentración de una disolución en **porcentaje en masa**, debemos medir la cantidad de soluto y de disolvente en la misma unidad de masa; por ejemplo, en gramos:

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} \times 100$$

Así, para calcular el porcentaje en masa de una disolución que contiene 15 g de cloruro de sodio (NaCl) en 85 g de agua, la masa total de la disolución es 15 g + 85 g = 100 g

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{15 \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de agua}} \times 100 = 0.15$$

$$0.15 \times 100 = 15\%$$

Por lo tanto, el porcentaje en masa de una disolución que contiene 15 g de cloruro de sodio en 85 g de agua es de 15%.

Actividades

En equipos de dos personas resuelvan el siguiente ejercicio en sus libretas.

1. ¿Cuál es el porcentaje en masa de una disolución que contiene 10 g de azúcar en 40 g de agua?
2 Con sus compañeros del grupo, comparen sus resultados, el procedimiento que siguieron y por qué lo hicieron de esa forma. Si existe alguna discrepancia, analícenla y encuentren a qué se debió, e indiquen cómo la superaron.

Ahora bien, el razonamiento para expresar la concentración de una disolución en **porcentaje en volumen** es la misma, y se debe medir la cantidad de soluto y de disolvente en la misma unidad de volumen, por ejemplo, en mililitros (mL):

$$\text{Porcentaje en masa} = \frac{\text{Masa del soluto}}{\text{Masa de la disolución}} \times 100$$

Pese a la similitud en el cálculo de porcentaje en masa y en volumen, existe una diferencia importante: cuando trabajamos la masa, podemos sumar la del soluto y la del disolvente y obtendremos el de la disolución; pero con el volumen esto no resulta tan sencillo, ya que al juntar dos líquidos sus partículas pueden atraerse entre sí y acomodarse de tal forma que el total del volumen sea un poco diferente a la suma de los volúmenes por separado. Por ejemplo, para calcular el porcentaje en volumen de una disolución que contiene 12 mL de alcohol que se completa con agua hasta 100 mL:

$$\text{Porcentaje en volumen} = \frac{12 \text{ mL de alcohol}}{100 \text{ mL de agua}} \times 100$$

$$= 0.12 \times 100 = 12\%$$

Por lo demás, la concentración más empleada en química es la **concentración molar.** En ella se considera cuántas moles de soluto (η) hay por cada litro de disolución (v); la llamamos **concentración molar** o **molaridad** (M) y se expresa como:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Moles del soluto}}{\text{Litros de disolución}}$$

$$M = \frac{\eta}{v}$$

en donde la molaridad se expresa en unidades $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

Se llama **solución uno molar** (1 M) a aquella que contiene un mol de soluto en un litro de disolución.

Como recordarás, el mol es una unidad de cantidad de partículas que equivale a 3.023×10^{23} unidades. Los átomos de diferentes elementos son distintos en masa, por ello un mol de un elemento tiene diferente masa en comparación con un mol de otro elemento, aunque en ambos casos tengamos la misma cantidad de átomos. Por ejemplo, la disolución uno molar (1 M) del hidróxido de sodio (NaOH) contiene la **masa molecular** del hidróxido de sodio en un litro de disolución:

Masa molar del NaOH		
	Masa molar del sodio	Na = 23.0 g/mol
	Masa molar del oxígeno	O = 16.0 g/mol
	Masa molar del hidrógeno	H = 1.0 g/mol
		40.0 g/mol

La disolución uno molar (1 *M*) del hidróxido de sodio (NaOH) contiene 40 g de hidróxido de sodio (soluto) en un litro de disolución. Para preparar esta disolución en el laboratorio debes pesar 40 g de NaOH y pasarlo con cuidado a un matraz aforado de un litro, y disolverlo con agua hasta llenar el aforo marcado en el matraz.

Las disoluciones molares pueden ser uno molar (1 *M*), 2 molar (2 *M*), etc. La tabla 3.8 proporciona algunos otros ejemplos.

Tabla 3.8 Ejemplos de soluciones molares.

Composición de la disolución	Expresión matemática	Concentración	Tipo de disolución
2 moles de NaOH en 1 litro de disolución	$\frac{\text{2 moles de NaOH}}{\text{1 L de disolución}}$	M = 2 [NaOH] = 2 *M*	Disolución 2 molar
3 moles de NaOH en 2 litros de disolución	$\frac{\text{3 moles de NaOH}}{\text{2 L de disolución}}$	M = 1.5 [NaOH] = 1.5 *M*	Disolución 1.5 molar
6 moles de NaOH en 3 litros de disolución	$\frac{\text{6 moles de NaOH}}{\text{3 L de disolución}}$	M = 2 [NaOH] = 2 *M*	Disolución 2 molar

Actividades

En equipos de dos personas resuelvan los siguientes ejercicios en sus libretas:

1. Una cerveza tiene una concentración de alcohol de 8% en volumen. ¿Cuánto alcohol habrá en un litro de cerveza?
2. Para mantener una concentración de cloruro de sodio (NaCl) parecida al agua de mar, en un acuario se preparó una disolución que contiene 3.7 g NaCl por 100 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje de cloruro de sodio en la disolución?
3. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se necesitan para preparar 5 litros de solución dos molar?
4. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para preparar un litro de solución 0.1 molar?
5. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que contiene 40 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 1.5 L de solvente? La masa molar de la glucosa es 180.16 g/mol.
6. ¿Cuál es la molaridad de una disolución blanqueadora que contiene 9.5 g de NaOCl por litro de blanqueador?
7. Con sus compañeros del grupo, comparen sus resultados, el procedimiento que siguieron y por qué lo hicieron de esa forma. Si existe alguna discrepancia, analícenla y encuentren a qué se debió, e indiquen cómo la superaron.

Práctica de laboratorio

Hidrólisis del agua

Objetivo

Usar la corriente eléctrica para separar los elementos del compuesto en estado líquido.

Material

Un envase de refresco de 2 L cortado a la mitad; dos tubos de ensayo; cinta de aislar; dos alambres de cobre forrados; 4 baterías (pilas) de 1.5 volts; medio litro de agua y 100 g de bicarbonato de sodio o de sulfato de cobre**.**

Hipótesis

¿Cómo se puede realizar la hidrólisis del agua?

Procedimiento

Por equipo organícense para realizar la práctica:

1. Viertan medio litro de agua al envase de refresco recortado y agreguen el bicarbonato. Disuelvan bien.
2. Coloquen una pila detrás de otra, de manera que el polo positivo de una entre en contacto con el lado negativo de la otra. Manténganlas unidos así con la cinta de aislar.
3. Con cinta de aislar peguen el extremo pelado de un cable a cada polo libre de las pilas (positivo y negativo).
4. Los otros extremos de los cables también deben estar pelados y doblados. Introdúzcanlos en el agua.
5. Introduzcan los tubos de ensayo al agua y dejen que se llenen; inviértanlos para que queden sobre los extremos doblados de los cables.
6. Enciendan un cerillo y acércalo a la boca del tubo que estaba conectado al polo negativo. ¿Qué sucedió?
7. Ahora hagan lo mismo con el tubo conectado al polo positivo. Describan lo que pasó.

Analiza

1. ¿Cómo se llama cada extremo de los cables que se encuentran en el agua?
2. ¿Qué sucedió cuando introdujeron los cables al agua?

3. ¿Y cuando colocaron los tubos de ensayo sobre los cables? ¿Por qué sucede eso?
4. Expliquen qué es la hidrólisis.
5. ¿Qué productos se obtuvieron de la hidrólisis del agua?
6. Expliquen qué sucedió al acercar los cerillos a los tubos ¿Por qué pasó eso?
7. Representa el proceso mediante una ecuación química.

   Agua + anhídrido → ____________________

   Agua + óxido básico → ____________________
8. Comparen sus resultados con los de otros equipos y si existe alguna discrepancia, analícenla y lleguen a un acuerdo.

Compara tu hipótesis

Comparen sus resultados con la hipótesis iniciales.

Aplicación

Expliquen qué aplicación tiene la hidrólisis alcalina.

Conclusión

Con ayuda del maestro comenten y discutan con los compañeros sus respuestas, y entre todos anoten una conclusión final sobre la importancia de la hidrólisis. Anótenla en el pizarrón y en su cuaderno.

Además de las disoluciones, existen otras mezclas como los coloides y las suspensiones. Los **coloides** son mezclas heterogéneas cuyas finas partículas, distribuidas de manera uniforme, permanecen en suspensión. Pueden tener dos o más fases, donde una (fase dispersa) se distribuye en la otra (fase continua o dispersante); a la fase dispersa se le llama *coloide*, y a cada partícula se le denomina *micela*.

Los coloides son importantes en la vida cotidiana, ya que se aplican en la industria, en las fábricas de pintura, barnices y tinturas; en películas y fotografías, panaderías, dulcerías, cosméticos y medicamentos.

Por su parte, las **suspensiones** son mezclas heterogéneas formadas por un líquido y un sólido, cuyas partículas son insolubles en el líquido. Algunos ejemplos de suspensiones son agua y azufre en polvo, pinturas en aceite y medicamentos como la leche de magnesia, entre otros.

3.3.7 Electrolitos y no electrolitos

El estudio de las disoluciones y sus propiedades coligativas son la base de la teoría de la disociación electrolítica que planteó el químico sueco Svante August Arrhenius (1859-1927).

Como recordarás, algunas sustancias conducen la corriente eléctrica: los metales, algunos líquidos y determinadas disoluciones, pero el agua pura no es conductora de electricidad.

Existen solutos que al agregarse a algunas disoluciones mejoran la conductividad, unos en mayor medida que otros, y otros no la afectan; a éstos los llamamos electrolitos fuertes, electrolitos débiles y no electrolitos.

Un **electrolito** es un soluto iónico que al disolverse en agua forma una disolución que conduce la corriente eléctrica debido a que se disocia en iones. Los electrolitos débiles se disocian muy poco y, por lo tanto, no producen suficientes iones para que exista una buena conductividad eléctrica.

Los no electrolitos son los que no conducen la corriente eléctrica si se disuelven en agua. Estos compuestos tienen enlaces covalentes no polares que no pueden disociarse mediante la acción de las fuerzas electrostáticas mientras están en estado sólido, líquido o gaseoso.

La teoría de la disociación electrolítica dice que:

- Las moléculas de los electrolitos se disocian en solución acuosa o fundida formando iones positivos y negativos.
- El número de cargas positivas, o cationes (+) es igual al número de cargas negativas o aniones (–), por lo que la solución es neutra.
- Las moléculas y los iones se encuentran en equilibrio.
- El grado de ionización depende del grado de disolución de una solución.

Ahora bien, existen tres clases de electrolitos: ácidos, hidróxidos y sales. El cloruro de sodio (NaCl) o sal común, y el azúcar, son dos compuestos muy parecidos en su aspecto físico y en su solubilidad en el agua, es decir, los dos son sólidos cristalinos, transparentes y solubles en agua; sin embargo, sus disoluciones se comportan de forma muy distinta (figura 3.24).

La disolución del cloruro de sodio se representa así:

$$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$$

Es decir, todo el cloruro de sodio que entra en la disolución se disocia en los iones Na^{+} y Cl^{-}, por lo que no existen unidades de NaCl no disociadas en la disolución.

Los ácidos y las bases también son electrolitos fuertes y se ionizan por completo en disoluciones acuosas. Por ejemplo:

$$HCl_{(g)} \rightarrow H^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)}$$

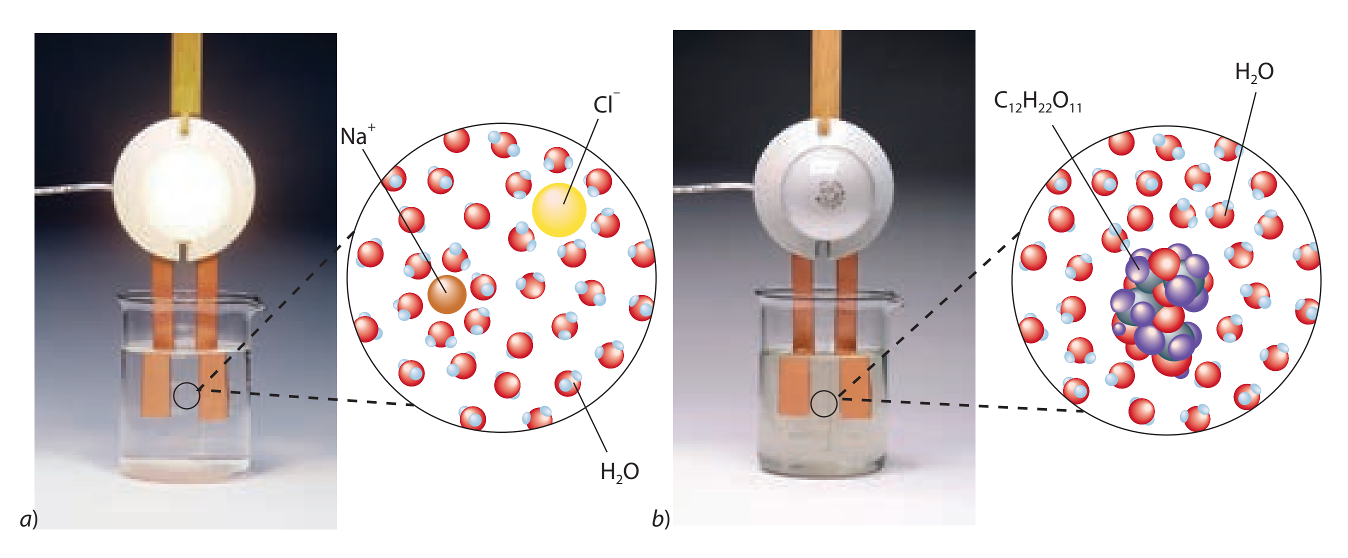


Figura 3.24 *a*) El cloruro de sodio es un electrolito fuerte y buen conductor. *b*) El azúcar en disolución no se ioniza ni conduce la electricidad. ¿Cuál de los dos solutos produce más partículas en solución por mol?

Sin embargo, electrolitos débiles como el ácido acético (CH_3COOH), se disocian muy poco en disolución acuosa:

$$CH_3COOH_{(ac)} \Leftrightarrow H^+_{(ac)} + CH_3COO^-_{(ac)}$$

pues el ión acetato (CH_3COO^-) y el ión H^+ al principio se ionizan, pero al cabo de cierto tiempo se vuelven a combinar (algunos) para formar nuevamente moléculas de CH_3COOH hasta llegar a un equilibrio químico. Por lo tanto, el ácido acético se considera un electrolito débil porque su ionización en el agua es incompleta.

Los no electrolitos son sustancias que no conducen corriente eléctrica porque al disolverse en agua originan moléculas neutras en vez de iones. Ejemplo de todo lo anterior se da en la tabla 3.9.

Tabla 3.9 Clasificación de solutos en disolución.

Electrolitos fuertes			
Compuestos iónicos	**Compuestos covalentes**	**Electrolitos débiles**	**No electrolitos**
KI	HCl	CH_3COOH (ácido acético)	H_2O (agua pura)
NaOH	HI	HF (ácido fluorhídrico)	$(NH_2)_2CO$ (urea)
$CaCl_2$	HNO_3	HNO_2 (ácido nitroso)	CH_3OH (metanol)
$LiNO_3$	$HClO_4$	NH_3 (amoniaco)	$C_6H_{12}O_6$ (glucosa)
$KClO_4$	H_2SO_4	H_2SO_3 (ácido sulfuroso)	$C_3H_8O_3$ (glicerol)

Como puedes advertir, en las primeras dos columnas se encuentran ácidos inorgánicos, bases inorgánicas y sales comunes. Los electrolitos débiles en su mayoría son haluros de metales pesados, ácidos y bases orgánicas. Finalmente, la mayoría de los no electrolitos son compuestos orgánicos.

Actividades

Históricamente, alguna vez la sal se utilizó como moneda de cambio, pues se le daba gran valor. Encuentra la razón de este hecho.

3.3.8 Ácidos, bases y pH

Desde hace siglos, la gente notó que varias sustancias tenían ciertas propiedades comunes; las llamaron ácidos y bases. En los sistemas químicos y biológicos las reacciones químicas ácido-base se encuentran entre las más comunes e importantes.

Las características que definen a los ácidos son:

a) Tienen sabor agrio (limones, vinagre).
b) Producen cambios de color en los pigmentos vegetales y cambian a rojo el color azul del papel tornasol.
c) Reaccionan con metales activos (Zn, Mg y Fe, entre otros), desprendiendo hidrógeno:

$$2HCl_{(ac)} + Zn_{(s)} \rightarrow H_2 \uparrow + ZnCl_{2\,(ac)}$$
$$2HCl_{(ac)} + Mg_{(s)} \rightarrow H_2 \uparrow + MgCl_{2(ac)}$$

d) Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos (Na_2CO_3, $CaCO_3$, $NaHCO_3$) produciendo sales y agua y liberando dióxido de carbono (CO_2):

$$2HCl_{(ac)} + Na_2CO_{3(s)} \rightarrow CO_2 \uparrow + CaCl_{2(ac)} + H_2O_{(l)}$$
$$HCl_{(ac)} + KHCO_{3\,(s)} \rightarrow CO_2 \uparrow + KCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

e) En soluciones acuosas conducen la electricidad.
f) Neutralizan las sales.

Las características que definen a las bases son:

a) Poseen un sabor amargo.
b) Producen una sensación jabonosa (los jabones que contienen bases presentan esta propiedad).
c) Producen cambios de color en los pigmentos vegetales y cambian a azul el color rojo del papel tornasol.
d) En soluciones acuosas conducen la electricidad.
e) Neutralizan los ácidos.

De acuerdo con las propiedades de sus disoluciones acuosas, los conceptos recién definidos con respecto a ácidos y bases tuvieron valor práctico. En la actualidad, los ácidos y bases se definen a partir de su comportamiento en solución acuosa.

En 1885, Arrhenius llamó **ácido** a una sustancia que libera **iones hidrógeno H^+** en solución acuosa (es decir, que se disocia), e **hidróxido** a la base que libera **iones hidroxilo OH^-** (es decir, que se ioniza).

El químico danés Johannes Niclaus Brønsted (1879-1947), y el químico inglés Thomas Martin Lowry (1874-1947), en 1923 propusieron su teoría acerca de las reacciones ácido-base. El mismo año el fisicoquímico estadounidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) propuso su teoría electrónica.

Con estas nuevas ideas de la estructura del átomo se encontró que el ión hidrógeno era el protón H^+. Por lo tanto, la sustancia que podía liberar iones hidrógeno H^+ o iones hidroxilo OH^- en solución acuosa presentaría las propiedades de acidez o basicidad, respectivamente:

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ Basicidad
$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ Acidez

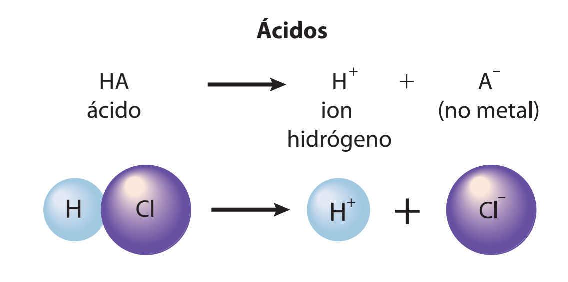
En la figura 3.25 se observa la liberación de iones en los ácidos y las bases. De acuerdo con la reacción, todos los ácidos tienen iones hidrógeno H^+ unidos a un no metal, y todas las bases tienen un radical hidróxido OH^- unido a un metal.

El agua, sus iones hidrógeno y su comportamiento anfótero

En el agua pura están presentes algunos iones (OH^- y H^+), los cuales se originan en la disociación de las mismas moléculas de agua. De acuerdo con la teoría de Arrehenius, al ionizarse, una molécula de agua se representa como:

$$H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$$

Debido a la polaridad de la molécula y a que a temperatura ambiente se encuentra en movimiento continuo, al chocar una molécula contra otra la energía producida provoca que un ión hidrógeno (H^+) se mueva de una molécula a la que sigue. Al perder el ión hidrógeno (H^+) la molécula se carga negativamente en forma de **ión hidroxilo** (OH^-).



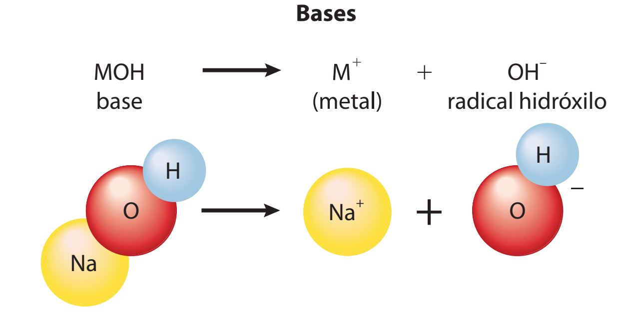


Figura 3.25 Liberación de iones en ácidos y bases.

Cuando una de las moléculas de agua gana un ión hidrógeno, se carga positivamente en forma de un **ión hidronio** (H_3O^+) (figura 3.26).

ácido (1) base (2) ácido (2) base (1)

Figura 3.26 Reacción de la ecuación ácido-base, de acuerdo con Brønsted-Lowry.

La reacción también se puede representar como:

$$\underset{\text{base 1}}{H_2O} + \underset{\text{ácido 1}}{H_2O} \Leftrightarrow \underset{\text{ácido 2}}{H_3O^+} + \underset{\text{base 2}}{OH^-}$$

porque, de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry, la fuerza de un ácido obedece a su disposición a ceder un protón (ión hidrógeno), mientras que la fuerza de una base o hidróxido obedece a su tendencia a aceptar un protón. Por lo tanto, *un ácido es una sustancia que dona protones,* y *una base es una sustancia que acepta protones.*

La auto ionización que presentan las moléculas de agua en condiciones normales (25°C a 1 atm) se realiza en grado muy pequeño. La concentración de iones hidrógeno H^+ y de iones hidroxilo OH^- es de $1.0 \times 10^{-7} \frac{mol}{L}$ de cada clase. La concentración de ambos iones debe ser igual para que se presente una relación 1:1. Este tipo de soluciones acuosas, donde se presente una concentración de iones H^+

y de iones OH^- con un valor de $1.0 \times 10^{-7} \frac{mol}{L}$ de cada clase se conoce como **solución neutra**.

De acuerdo con lo anterior, conociendo el número de iones presentes en una disolución se puede decir si es ácida, básica o neutra (figura 3.27). Así:

- En todas las soluciones **ácidas** hay más iones H_3O^+ que iones OH^-.
- En todas las soluciones **neutras** hay tantos iones H_3O^+ como iones OH^-.
- En todas las soluciones **básicas** hay más iones OH^- que iones H_3O^+.

Los iones H^+ (forma simplificada... H_3O^+) y OH^- en las soluciones acuosas son interdependientes, es decir, si los iones OH^- aumentan, entonces los iones H^+ disminuyen y viceversa. Cuando se agregan iones adicionales de un tipo, el equilibrio de la reacción se moverá en sentido contrario al de los iones que se agreguen, por ejemplo, si agregamos iones H^+ el equilibrio se dirige hacia donde disminuyen los iones OH^- para formar más moléculas de agua. En el caso del agua pura a 25°C tenemos:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \frac{mol}{L}$$

que es la **constante de equilibrio de su autoionización,** y donde como resultado de las concentraciones entre los iones H^+ y OH^-, el valor de 1.0.

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} \left(\frac{mol}{L}\right)^2$$

es el **producto iónico del agua** o **constante de ionización**. Estos valores dependen un poco de la temperatura, como la mayoría de las constantes de equilibrio.

Como al autoionizarse el agua forma iones (H_3O^+), y es donadora de protones y de iones hidróxido (OH^-), así como receptora de protones, se considera como un compuesto anfótero, pues se comporta como ácido y base.

Fuerza de los ácidos y las bases

No todos los ácidos y las bases se ionizan por completo en una disolución acuosa. Un ácido como el clorhídrico (HCl) se ioniza completamente en una disolución acuosa en sus iones positivos (H^+) y negativos (Cl^-), y se conoce como *ácido fuerte*. Una base como el hidróxido de sodio (NaOH), que se disocia completamente en solución acuosa en sus iones positivos (Na^+) y negativos (OH^-), se considera como *base fuerte*.

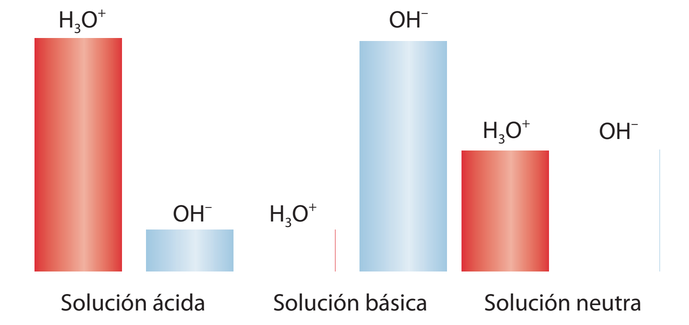


Figura 3.27 Iones H_3O^+ y OH^- en solución.

Cuando algunos ácidos y bases sólo se ionizan parcialmente en una disolución acuosa porque es muy poca su tendencia a donar o recibir electrones, se les considera *ácidos y bases débiles*.

Ácidos fuertes	**Bases fuertes**
Ácido clorhídrico (HCl) Ácido sulfúrico (H_2SO_4) Ácido nítrico (HNO_3)	Hidróxido de sodio (NaOH) Hidróxido de potasio (KOH) Hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$)
Ácidos débiles	**Bases débiles**
Ácido fosfórico (H_3PO_4) Ácido carbónico (H_2CO_3)	Hidróxido de amonio (NH_4OH)

Por ejemplo, los ácidos sulfúrico (H_2SO_4) y clorhídrico (HCl) son ácidos fuertes porque son propensos a ceder un protón, mientras que los iones sulfato ácido (HSO_4^-) y cloruro (Cl^-) son hidróxidos débiles debido a su poca disposición a recibir protones. Una forma de representar algunas de estas reacciones es:

H_2SO_4	+	H_2O	↔	H_3O^+	+	HSO_4^-
Ácido más fuerte		Base más fuerte		Ácido más débil		Base más débil

HCl	+	NH_3	↔	NH_4^+	+	Cl^-
Ácido más fuerte		Base más fuerte		Ácido más débil		Base más débil

Cuando se equilibran las reacciones, se favorece la formación de ácidos e hidróxidos débiles, que se pueden clasificar como:

Fuerza ácida: H_2SO_4 y HCl $> H_3O^+ > NH_4^+ > H_2O$

Fuerza básica: HSO_4^- y $Cl^- < H_2O < NH_3 < OH^-$

La mayoría de las personas cree que la palabra *ácido* se refiere a un líquido que perfora la ropa, que al contacto con la piel, quema, que si cae por accidente en los ojos produce ceguera, y que si se ingiere puede causar la muerte. HCl, H_2SO_4 y HNO_3 son los ácidos fuertes de mayor uso en los laboratorios, la industria y la agricultura. Estos ácidos poseen dichas características, pero hay otros, como el ácido bórico (H_3BO_3), que a determinada concentración se usa en medicina y sirve para curaciones de los ojos. El vinagre, una solución del ácido acético (CH_3—COOH), se usa como condimento en ensaladas. El ácido carbónico (H_3CO_3) le confiere a los refrescos embotellados su carácter gaseoso, y

el ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$), mejor conocido como vitamina C, forma parte importante de nuestra alimentación y se encuentra en los cítricos.

También las bases se utilizan en la vida diaria, por ejemplo, el hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$) que se encuentra en los desodorantes, o laxantes a base de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$), o limpiadores elaborados con amoniaco (NH_3), así como la cal apagada, que es hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$).

El pH

Las concentraciones de iones H_3O^+ y OH^- que forman parte de las soluciones acuosas varían mucho, por lo que en 1909 el químico Søren Peer Laurit Sørensen (1868-1939) introdujo el concepto de **pH** como una forma conveniente de expresar la acidez, y que se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno en una solución, y sus unidades son $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$:

$$\text{pH} = -\log\,[\text{H}^+]$$

En cualquier solución neutra, el ión $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$, por lo tanto, el pH de cualquier solución neutra es igual a 7:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log\,(1.0 \times 10^{-7}) \\ &= -(\log 1 + \log 10^{-7}) \\ &= -(0 - 7.0) \\ &= 7.0 \end{aligned}$$

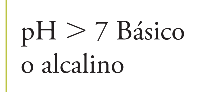
Lo mismo sucede con el pOH, donde la concentración de iones OH^- de una disolución es 1.0×10^{-12} $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$, por lo tanto:

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log\,(1.0 \times 10^{-12}) \\ &= -(\log 1 + \log 10^{-12}) \\ &= -(0 - 12.0) \\ &= 12.0 \end{aligned}$$

que es una solución muy alcalina.

Para calcular el pH de las soluciones acuosas las concentraciones tienen que expresarse de manera exponencial. Así, el grado de acidez o alcalinidad de una solución acuosa determina su pH (figura 3.28).

Concentración de iones hidrógeno H^+ en una disolución acuosa.	→	pH < 7 Ácido
Concentración de iones hidroxilo (OH^-) en una disolución acuosa.	→	pH > 7 Básico o alcalino



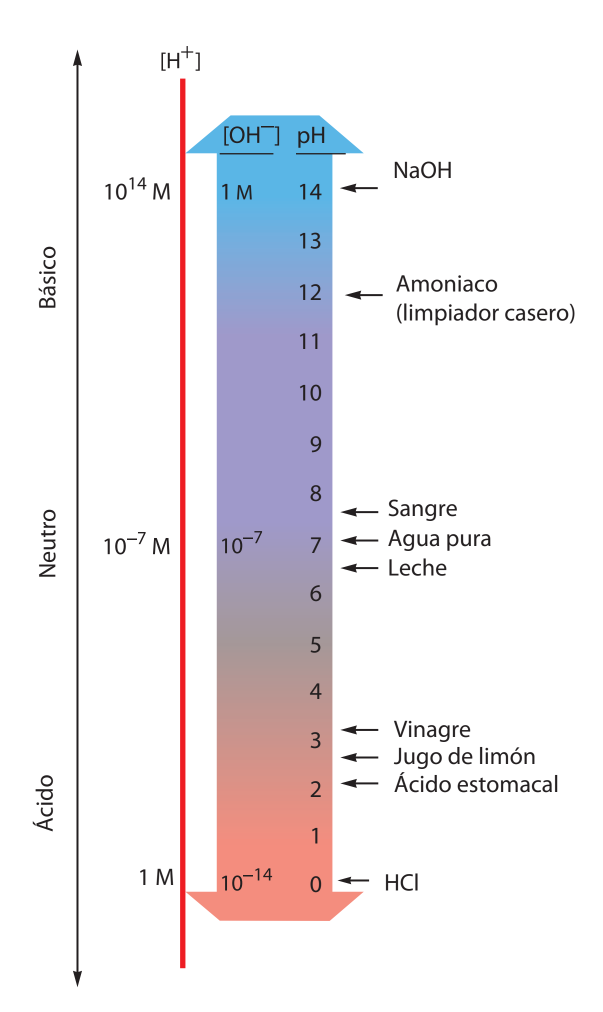


Figura 3.28 Los ácidos fuertes se encuentran en los extremos de la escala de pH.

Estos valores de pH ácido y alcalino para las disoluciones acuosas varían en una escala de 0 a 14. El valor central es 7 y se reserva para disoluciones neutras, como el agua pura. Los valores inferiores a 7 se consideran ácidos, y los superiores, de 7 a 14, básicos (figura 3.29).

Existen sustancias como el anaranjado de metilo, que con su cambio de color nos indican la acidez o basicidad de una disolución, por lo que se llaman **indicadores** ácido-base.

Muchos de los indicadores ácido-base son colorantes vegetales. Por ejemplo, si pones a hervir en agua col roja picada o betabel, se pueden extraer pigmentos que cambian a rojo en un medio ácido, y a verdes en un medio básico.

El pH es importante en los procesos agrícolas e industriales (textiles, pinturas, fotografía, papel), pero principalmente lo es en medicina. De hecho, los humanos somos sistemas ambulantes de un equilibrio ácido-base, y nuestro bienestar físico depende de que este equilibrio no se destruya o altere en todos los sistemas de nuestro organismo. Por ejemplo, la saliva debe tener un pH entre 6.6 y 7.2, la sangre entre 7.2 y 7.5, y el pH de la orina es de 6.

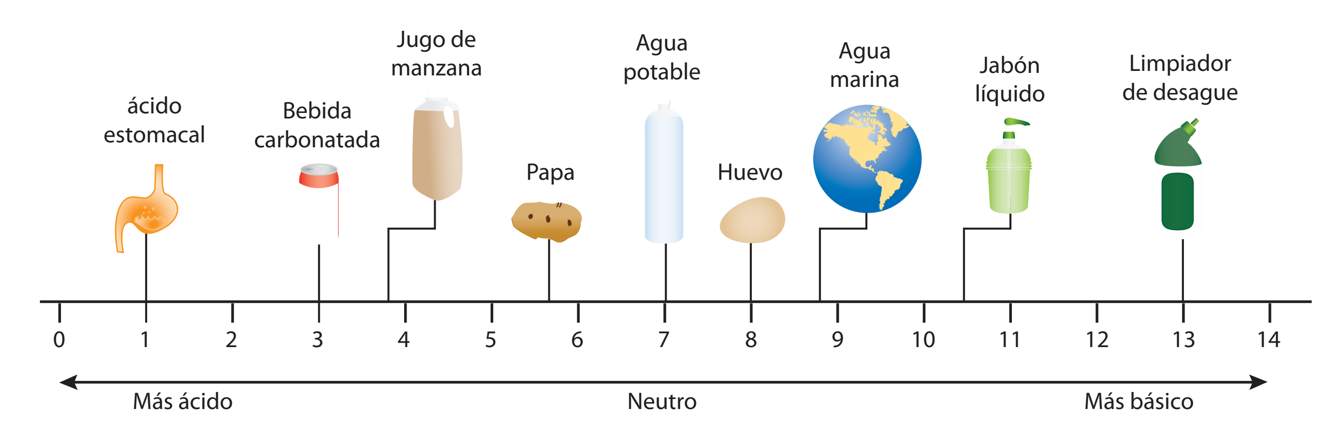


Figura 3.29 En la escala del pH, las sustancias con valores muy bajos son ácidos fuertes, y las sustancias con valores muy altos, bases fuertes. La sustancias que se encuentran a la mitad de la escala, como el agua pura, son neutras (ni ácidas ni alcalinas).

3.3.9 Neutralización y formación de sales

Recordemos que las disoluciones neutras tienen la misma cantidad de iones H_3O^+ y de iones OH^-. Las propiedades de las disoluciones ácidas y básicas se pueden modificar, y debido a ello se explican muchos diferentes fenómenos. El resultado de una reacción neutra es una solución con características y propiedades diferentes de los ácidos y bases que la originaron.

Cuando a una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) le agregamos unas gotas de fenolftaleína (indicador), la disolución tomará un color rojo por la reacción de este indicador en un medio básico. Si a esta disolución le agregamos poco a poco ácido clorhídrico (HCl), habrá un momento en que el color rojo desaparecerá. En ese momento la disolución es neutra. Y si seguimos agregando ácido, la disolución pasará a ser ácida e incolora. La reacción que se ha llevado a cabo es:

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

Ésta es una reacción de neutralización. El ión H^+ procedente del ácido (contenido en forma de ión H_3O^+ si se encuentra disuelto en agua) se combina con el ión OH^- procedente de la base y se forma agua.

En la neutralización anterior, los iones Cl^- del ácido se combinan con los iones Na^+ de la base para formar el cloruro de sodio, NaCl, una **sal**, que es un compuesto iónico formado por el catión de una base y el anión de un ácido.

Una reacción de neutralización en una reacción de doble sustitución o doble desplazamiento. Si partimos de una disolución básica de NaOH, con un pH más alto, a medida que añadimos una disolución de HCl (que produce iones H_3O^+), el pH disminuye. Cuando la cantidad de iones H_3O^+ añadidos iguala la cantidad de iones OH^- presentes, el pH es 7 y la disolución es neutra. Si continuamos añadiendo HCl, la disolución finalmente se tornará ácida, con un pH inferior a 7.

Las reacciones de neutralización permiten evitar problemas originados por una acidez o basicidad excesiva, por ejemplo, un suelo con un pH muy bajo (ácido) no permite el crecimiento de algunas cosechas; de igual forma, un exceso de ácido en el estómago provoca molestias. En éstos y otros casos, podemos utilizar una base para contrarrestar la acidez, y a la vez, usar un ácido para solucionar problemas por el exceso de alcalinidad.

Actividades

Si has experimentado acidez o indigestión, el médico te prescribiría un antiácido para aliviar tu malestar. ¿Qué tipo de reacción ocurre cuando el hidróxido de magnesio entra en contacto con el ácido clorhídrico de tu estómago? Escribe la reacción química.

Formación de sales Cuando escuchas hablar de la sal, tal vez piensas en el compuesto cloruro de sodio (NaCl). Sin embargo, el vocablo *sal* representa una clase amplia de compuestos químicos. En las minas y salinas se obtienen grandes cantidades de sal. También se pueden conseguir en las reacciones de neutralización, cuando se forman mediante la unión del catión de una base y el anión de un ácido. La reacción general de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte producen sal y agua:

$$\text{Ácido} + \text{base} \rightarrow \text{sal} + \text{agua}$$

La reacción común en cualquier neutralización en una disolución acuosa es:

$$H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$$

que transcurre más rápidamente y que puede escribirse de manera simplificada como:

$$H^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)} \rightarrow H_2O_{(l)}$$

En estas reacciones de neutralización se unen el anión (−) del ácido y el catión (+) de la base. El ión H^+ del ácido se une al ión OH^- de la base para formar agua (figura 3.30)

Observa con cuidado la figura 3.30, comprenderás mejor la formación de una sal, la cual es un compuesto que resulta de la sustitución total de un ión hidrógeno (H^+) del ácido bromhídrico (HBr) por un metal, que en este caso es el litio (Li). Por lo tanto, el bromuro de litio (LiBr) es una sal neutra.

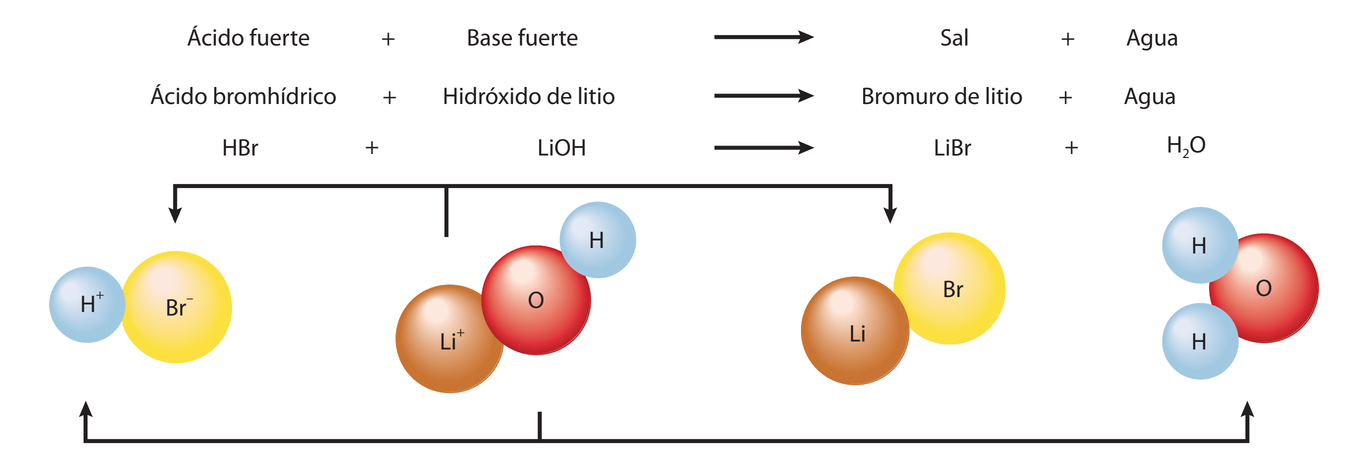


Figura 3.30 Las sales, como el bromuro de litio (LiBr), son compuestos iónicos producidos al reaccionar un ácido con una base.

En la figura 3.31 puedes observar la formación de otra sal, producto de la sustitución parcial de uno de los dos iones hidrógeno (H^+) del ácido sulfúrico (H_2SO_4) por el potasio (K), para dar una *sal ácida*, llamada sulfato ácido de potasio ($KHSO_4$). El otro ión hidrógeno (H^+) del ácido se combina con el ión OH^- de la base para formar agua.

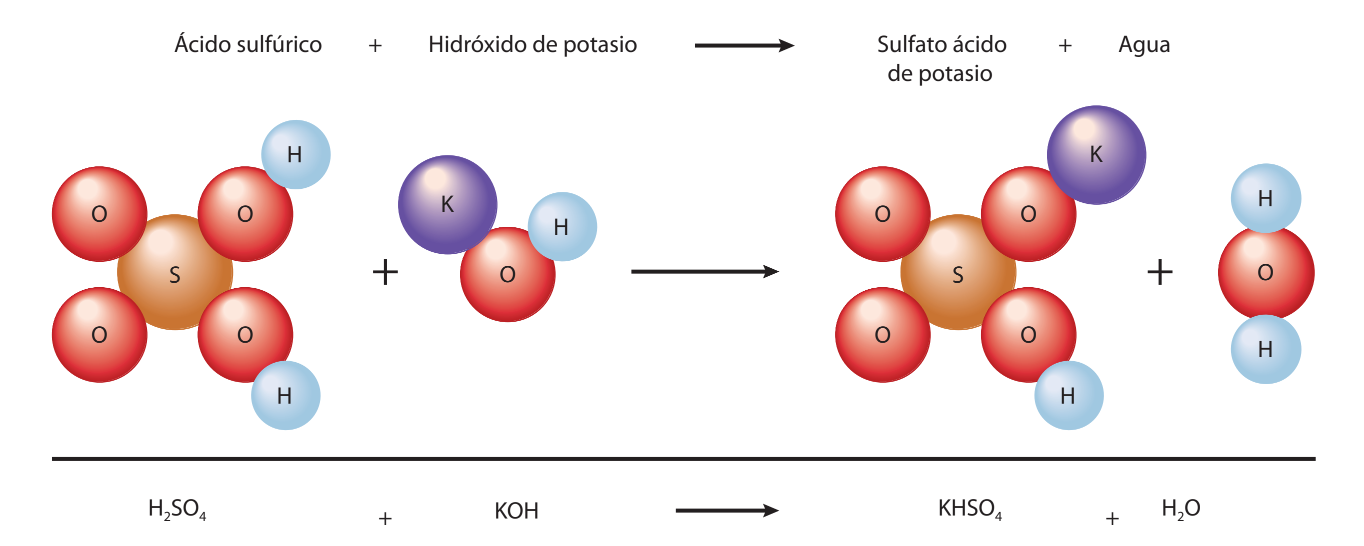


Figura 3.31 Una reacción ácido-base común es aquella en la cual el ácido y la base son fuertes. La reacción de ácido sulfúrico (H_2SO_4) e hidróxido de potasio (KOH) que muestra la figura, ejemplifica una reacción de neutralización.

Actividades

1. Completa las siguientes reacciones de neutralización anotando el nombre, la fórmula, o ambos, según se indique. Toma como ejemplo el mecanismo usado en la "formación de sales". Cuando sea necesario, balancéalas por tanteo.

a)	HNO_3	+	NaOH	→	___	+	___
	Ácido nítrico		Hidróxido de sodio		Nitrato de sodio	+	Agua
b)	HBr	+	KOH	→	___	+	___
	Ácido bromhídrico		Hidróxido de potasio		Bromuro de potasio	+	Agua
c)	HI	+	NaOH	→	___	+	___
	Ácido yodhídrico				Yoduro de sodio	+	Agua
d)	H_3PO_4	+	NaOH	→	Na_3PO_4	+	___
	Ácido fosfórico				Fosfato de sodio	+	Agua
e)	H_2SO_4	+	KOH	→	___	+	H_20
	Ácido sulfúrico				Sulfato de potasio	+	___
f)	H_2CO_3	+	NaOH	→	___	+	___
	Ácido carbónico				Carbonato de sodio	+	Agua

2. Investiga en la biblioteca los usos y aplicaciones de algunos ácidos, bases y sales del ejercicio y anótalos en tu cuaderno. Es necesario que conozcas y te aprendas sus fórmulas y nombres para progresar en tu aprendizaje; así te darás cuenta de la gran influencia que tiene la química en los diferentes aspectos de la vida cotidiana.

3. Observa con cuidado las diferencias entre las fórmulas de las sales neutras y de las sales ácidas que se enlistan a continuación. ¿Existen las sales ácidas de los primeros seis compuestos? ¿Cómo se llaman? Anótalos en tu cuaderno.

Ácido	Nombre del ácido	Sal neutra	Nombre de la sal	Sal ácida	Nombre de la sal
$HClO$	Ácido hipocloroso	$NaClO$	Hipoclorito de sodio		
$HClO_2$	Ácido cloroso	$NaClO_2$	Clorito de sodio		
$HClO_3$	Ácido clórico	$KClO_3$	Clorato de potasio		
$HClO_4$	Ácido perclórico	$KClO_4$	Perclorato de potasio		
HNO_2	Ácido nitroso	$NaNO_2$	Nitrito de sodio		
HNO_3	Ácido nítrico	$NaNO_3$	Nitrato de sodio		
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	K_2SO_3	Sulfito de potasio	$KHSO_3$	Sulfito ácido de potasio
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	K_2SO_4	Sulfato de potasio	$KHSO_4$	Sulfato ácido de potasio
H_2CO_3	Ácido carbónico	Na_2CO_3	Carbonato de sodio	$NaHCO_3$	Carbonato ácido de sodio
H_3PO_4	Ácido fosfórico	Na_3PO_4	Fosfato de sodio	NaH_2PO_4	Fosfato diácido de sodio
H_3PO_4	Ácido fosfórico	$Ca_3(PO_4)_2$	Fosfato de calcio	$CaHPO_4$	Fosfato monoácido de calcio
H_3PO_4	Ácido fosfórico	$Mg_3(PO_4)_2$	Fosfato de magnesio	$MgHPO_4$	Fosfato monoácido de magnesio

4. Indica los usos de las sales indicadas en el párrafo anterior.
5. El carbonato ácido de sodio (hidrógeno carbonato de sodio, $NaHCO_3$) tiene diferentes usos en nuestra vida diaria, señala el menos tres.
6. Investiga y anota el nombre, la fórmula y los usos de al menos 10 sales. Comenta su importancia.

Cuando reacciona un ácido con una base, no sólo se neutraliza el ácido, sino que también se libera energía en forma de calor; a esta energía se le llama **calor de neutralización**. A veces puede observarse fácilmente, porque la temperatura de las disoluciones aumenta al efectuarse la reacción. Este incremento se debe a que la energía liberada durante la reacción la absorben las moléculas de la disolución, y éstas se mueven a mayor velocidad, por lo que la temperatura aumenta. La reacción es exotérmica si hay desprendimiento de calor, lo que sucede, por ejemplo, durante el proceso de neutralización del ácido clorhídrico (HCl) con el hidróxido de potasio (KOH), donde el calor de neutralización de la reacción equivale a 13 700 cal/mol.

$$\text{Ácido} + \text{Base} \rightarrow \text{Sal (KCl)} + \text{Agua} + \text{Calor de neutralización}$$

$$\underset{\text{clorhídrico}}{\text{Ácido}} \quad \underset{\text{de potasio}}{\text{Hidróxido}} \quad \underset{\text{de potasio}}{\text{Cloruro}} \quad \text{Agua}$$

$$\underbrace{HCl}_{H^+Cl^-} + \underbrace{KOH}_{K^+OH^-} \rightarrow \underbrace{KCl}_{K^+Cl^-} + \underbrace{H_2O}_{H^+OH^-} + 13\,700 \text{ cal/mol}$$

3.4 ¿De quién es el agua?

Durante muchos siglos, el agua se consideró una fuente inagotable, pues mediante la evaporación y precipitación regresaba a sus fuentes, lo que reabastecía lagos, ríos y mantos freáticos. Sin embargo, hoy los cuerpos de agua no se pueden reabastecer tan rápido como se consumen. Esto se debe al consumo industrial excesivo, al crecimiento demográfico desmedido en ciertas regiones donde la demanda del líquido supera la disponibilidad; al derroche y al desperdicio.

Los factores citados han provocado la sobreexplotación de las fuentes, o que no se recarguen con la rapidez con que se explotan. Si a lo anterior agregamos la contaminación de los cuerpos de agua, podemos comprender mejor el porqué de los problemas de escasez y las luchas por la posesión del agua.

En su libro *Las guerras del agua*, la ambientalista hindú Vanda Shiva comenta que "son las culturas del agua las que producen escasez o abundancia y no la naturaleza. Aquellas culturas que desperdician el agua o destruyen la frágil red del ciclo del agua provocan la escasez, incluso en condiciones de abundancia". Hoy las palabras de la ambientalista cobran vida porque la combinación del crecimiento demográfico, los planes regionales basados en la disponibilidad de agua y su reparto desigual, están provocando una escasez sin precedentes, con graves consecuencias ambientales, sociales, económicas y políticas.

La Organización de las Naciones Unidas y otros organismos pronostican que el acceso al agua provocará mayores conflictos y guerras en algunas zonas, como África y Oriente Medio, y en regiones donde los países comparten ríos y lagos.

Actividades

Integren equipos de tres o cuatro compañeros e investiguen cómo, por qué y qué se está haciendo para resolver los problemas que genera la posesión y empleo del agua en:

a) La zona del Río Nilo.
b) La pugna por las aguas del río Jordán desde 1967.
c) Los problemas entre Líbano e Israel por las aguas del río Litani.
d) Los problemas entre Siria e Israel por los bancos del Mar de Galilea.
e) La disputa entre India y Pakistán por el manejo del río Indo.
f) Las pugnas entre India y Bangladesh por las aguas del río Ganges.
g) Las disputas entre México y Estados Unidos, y Guatemala y Belice por el agua.

Una vez realizada la investigación, en grupo analicen detalladamente, en un debate que dirija el docente, las distintas propuestas hasta obtener una conclusión grupal encaminada a solucionar los problemas que plantea afrontar la escasez de agua.

3.4.1 Uso responsable del agua

Como pudiste notar, uno de los retos más importantes es la gestión del agua en los ámbitos local y global. Mientras en las sociedades más desarrolladas el suministro del líquido es un servicio más, en muchas regiones de la Tierra es uno de los problemas más serios que enfrentan las zonas más pobres.

Ante esta situación ha surgido el concepto de familia de naciones, donde todos son responsables de todos y donde todos deben ayudarse entre sí. Al mismo tiempo, diversos países, organizaciones sociales y sociedad en general impulsan un uso más racional del agua.

Así está surgiendo una nueva cultura del agua, en la cual todas las sociedades tienen que cambiar un conjunto de valores, costumbres, actitudes y hábitos respecto del agua para el desarrollo de todos los seres vivos, su disponibilidad y todas aquellas acciones para obtenerla, distribuirla, desalojarla, purificarla y reutilizarla. El objetivo es establecer el firme compromiso de valorar y preservar el recurso hídrico usándolo responsablemente en todas las actividades del hombre y bajo un esquema sustentable.

En la actualidad se reconoce que "el derecho humano al agua es indispensable para vivir dignamente y es condición previa para la realización de otros derechos" (Organización de las Naciones Unidas), al mismo tiempo se define el derecho al agua como "el derecho de todos a disponer de agua suficiente, salubre, aceptable, accesible y asequible para el uso personal y doméstico. Un abastecimiento adecuado de agua salubre es necesario para evitar la muerte por deshidratación, para reducir el riesgo de las enfermedades relacionadas con el agua y para satisfacer las necesidades de consumo y cocina y las necesidades de higiene personal y doméstica" (Comité de Derechos Económicos, Sociales y Culturales de la Organización de las Naciones Unidas).

Actividades

Responde las siguientes preguntas:

a) ¿Qué es el uso responsable del agua?

b) ¿Crees que las propuestas para utilizar responsablemente el agua solucionen los problemas de su demanda?

c) ¿Qué podrían hacer tú y tu familia para apoyar el uso racional del agua?

d) ¿Qué podrías hacer con tus compañeros para generar conciencia respecto de la importancia de cuidar del agua e impulsar un cambio en los patrones de uso doméstico y productivo?

Comenta con tus compañeros tus respuestas, y con la ayuda del profesor obtengan las conclusiones, que anotarán en sus cuadernos.

En grupo, elaboren una campaña publicitaria para fomentar el uso responsable del agua dentro y fuera del hogar, con la idea de que usar el agua de forma adecuada es responsabilidad de todos.

Lo que tienes que saber

Reflexiona y responde lo siguiente:

1. ¿Cómo se encuentra distribuida el agua en nuestro planeta?

2. Describe las aplicaciones del agua y sus consecuencias sobre su calidad.

3. Menciona las principales fuentes de contaminación del agua e indica los ejemplos más significativos de cada una.

4. Explica a qué se llama demanda bioquímica de oxígeno (DBO) y su medición.

5. Describe brevemente por qué el agua es tan importante para la humanidad y la manera como se utiliza en la agricultura, la industria y la comunidad.

6. La ecuación química siguiente, ¿a qué método de purificación del agua se refiere? Explica el proceso.

$$3Ca(OH)_{2\,(ac)} + Al_2(SO_4)_{2\,(s)} \rightarrow 2Al(OH)_{3\,(s)} + 3CaSO_{4(s)}$$

7. Explica en qué consiste la dureza del agua y la forma de ablandarla. Anota las reacciones químicas que se producen en cada proceso.

8. Menciona al menos tres de las características de los líquidos con base en el modelo cinético molecular.

9. ¿Qué característica especial confiere al agua sus propiedades únicas? Señala al menos tres de éstas propiedades.

10. ¿Por qué el hielo flota en el agua líquida?

11. Describe el efecto fundamental que posee la elevada capacidad calorífica del agua en el ambiente.

12. ¿Qué tipo de sustancias son solubles en agua?¿En qué fenómenos naturales es importante el hecho de que el agua sea un excelente solvente?

13. Escribe las reacciones químicas que representan el proceso de la electrólisis.

14. ¿A qué se debe la estructura y forma de la molécula del agua?

15. Describe brevemente los factores que regulan el clima en el planeta.

16. ¿Qué significan las propiedades coligativas de una solución. Menciona al menos tres ejemplos de éstas y explica en qué consiste cada una.

17. Resuelve lo siguiente: *a*) ¿Cuál será la concentración molar de hidróxido de sodio (NaOH) si tenemos una disolución en la que hay 5 gramos de este compuesto en un litro de la misma? *b*) Si sabes que la densidad de la disolución resultante es 1.005 g/mL, expresa la concentración de la disolución en tanto por ciento.

18. Establece la diferencia entre los coloides y las suspensiones, anota al menos tres ejemplos de cada uno.

19. ¿Por qué el agua es un excelente disolvente de los compuestos iónicos?

20. En la siguiente relación de compuestos identifica cuáles son electrolitos y cuáles son no electrolitos y explica la diferencia entre unos y otros: KI, H_2O (pura), HNO_3, $LiNO_3$, $C_3H_8O_3$, HF, HCl, CH_3OH, $HClO_4$, $C_6H_{12}O_6$.

21. Describe brevemente los conceptos de ácido y base emitidos por Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.

22. Mediante ecuaciones químicas representa la acidez, basicidad o alcalinidad, de acuerdo a las teorías de Arrhenius y Bronsted-Lowry.

23. Explica la diferencia entre: *a*) ácidos fuertes y ácidos débiles, *b*) bases fuertes y bases débiles. Menciona al menos dos ejemplos de cada uno con nombre y fórmula química.

24. Expresa mediante la escala de pH de Soren Peer Laurit Sorensen, la acidez y basicidad de una disolución y explica el porqué de la neutralidad del agua pura.

25. Mediante ecuaciones químicas describe al menos tres ejemplos de formación de sales.

26. Escribe brevemente tu opinión acerca "del uso responsable del agua".

Glosario

Disociar. Separar los diferentes componentes de una sustancia.

Electronegatividad. Es la medida de atracción entre cada átomo involucrado en un enlace para atraer o perder electrones.

Ionizar. Separar una molécula en iones o convertir un átomo o molécula en un ión.

Intervalo de pH. Es el intervalo en que el indicador del color cambia de su forma ácida al de su forma básica.

Masa molecular. Es la suma de las masas atómicas de todos los átomos que forman la molécula. En la tabla periódica puedes encontrar la masa molar de los elementos que corresponde a la masa de un mol de átomos.

Ósmosis inversa. Proceso en el cual el disolvente fluye de concentraciones bajas de disolvente a concentraciones altas.

Papel tornasol. Son tiras de papel impregnadas con sustancias especiales que indican cuando una sustancia es ácida o alcalina.

Potencial de hidrógeno. Es la concentración de iones hidrógeno H^+ en las soluciones, que algunas sustancias cedieron o recibieron de la molécula del agua.

Solvatar. Cuando en una solución, cada ión está rodeado por muchas moléculas de disolvente.

Unidad 4

Corteza terrestre. Fuente de materiales útiles para el hombre

Objetivos

En esta unidad:

- Explicarás la importancia que representan los minerales para el avance de la civilización, así como su riqueza y la del petróleo mexicano.
- Comprenderás la importancia de la petroquímica en la vida actual.
- Propondrás determinadas técnicas para reducir o reutilizar la basura que produzcas o la que se genere en tu ambiente.

¿Qué sabes?

Responde las siguientes cuestiones:

- ¿De qué forma ha contribuido el uso de los minerales en el desarrollo de la civilización?
- ¿Por qué el petróleo es tan importante para nuestro país? ¿Es igual para todas las naciones del mundo?
- ¿Qué sabes acerca de nuevos materiales, como aleaciones, polímeros, cerámicas, cristales líquidos, plásticos, entre otros?
- ¿Por qué al suelo se le considera como la base fundamental de la alimentación?
- ¿A quién corresponde la responsabilidad sobre la destrucción o conservación de los suelos del planeta?

4.1 Minerales, ¿la clave de la civilización?

En las unidades 2 y 3 estudiaste la zona externa de la Tierra, la atmósfera y la hidrosfera. Aprendiste que cada una de estas zonas contiene una composición química diferente. En esta unidad aprenderás sobre la **litosfera**, la cual está constituida de la corteza sólida y el manto superior terrestre, donde abunda el oxígeno (O_2); encontramos, además, silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), magnesio (Mg), sodio (Na), potasio (K) y azufre (S), entre otros elementos que combinados entre sí forman los **minerales** (figura 4.1).

Entre los minerales predominan los silicatos (compuestos de metales, silicio y oxígeno), los carbonatos (constituidos de metales, carbono y oxígeno), los óxidos (metales y oxígeno) y los sulfuros (metales combinados con azufre). Enseguida se anotan algunos ejemplos:

- **Óxidos** SnO_2 (casiterita), TiO_2 (rutilo), Al_2O_3 (bauxita), Fe_3O_4 (magnetita), $FeCr_2O_4$ (cromita), $FeTiO_3$ (ilmenita), MnO_2 (pirolusita) y Fe_2O_3 (hematita).
- **Sulfuros** $CuFeS_2$ (calcopirita), PbS (galena), FeS_2 (pirita) y ZnS (esfalerita).
- **Carbonatos** $MgCO_3$ (magnesita), $CaCO_3$ (calcita), $SrCO_3$ (estroncianita) y $BaCO_3$ (witerita).

Los análisis químicos y geológicos de los minerales que conforman las rocas y los fósiles presentes en éstas nos han permitido comprender cómo evolucionó la vida durante la historia de la Tierra. Por ejemplo, el trilobites (figura 4.2) data de entre 544 y 505 millones de años; en la historia de la Tierra, el tiempo en que vivió este artrópodo se denomina periodo Cámbrico.

Asimismo, es posible reconstruir la historia geológica de la civilización investigando los materiales rocosos o menas procedentes de distintas regiones. En el transcurso de la historia, el mármol, el granito y la piedra son algunos de los materiales rocosos comunes usados en la construcción en la mayoría de los pueblos y ciudades.

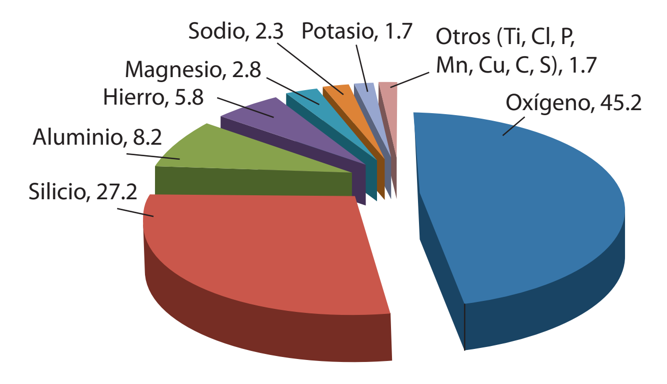


Figura 4.1 Masa porcentual de los elementos más abundantes en la corteza terrestre.

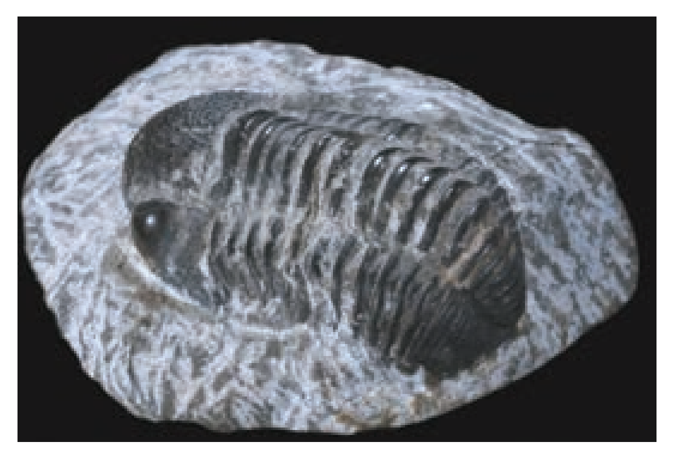


Figura 4.2 Los fósiles, como el trilobites de la figura, son evidencias físicas de los cambios que con el tiempo experimentan las rocas y los seres vivos.

Poco a poco el ser humano descubrió que había minerales útiles en el suelo, por lo que creó diversas técnicas de extracción y aplicación, lo que le permitió mejorar sus condiciones de vida. Sin embargo, los minerales no están distribuidos de igual forma en toda la corteza terrestre, por lo que también sirvieron como trueque en las relaciones comerciales entre los distintos pueblos, aunque también hubo terribles batallas por la posesión de minerales valiosos como el oro (Au) y los diamantes, entre otros muchos.

En la actualidad se conocen más de cuatro mil minerales diferentes provenientes de la corteza terrestre para los que se han encontrado muchos usos, por ejemplo, en la fabricación de artículos que van desde cucharas, automóviles, medicamentos, microchips y celdas solares, hasta materiales como plásticos y fibras sintéticas diversas; además, estos minerales nos proporcionan energía y calefacción de manera cotidiana.

Enseguida se señalan algunas características fundamentales de los minerales.

Composición química Los minerales se pueden presentar como elementos o compuestos. Cada uno contiene una composición química definida. Por ejemplo, el cuarzo se forma de dos elementos (silicio y oxígeno), y a pesar de que otros minerales también puedan formarse con estos elementos, son únicas la disposición y proporción de los mismos en el cuarzo.

Estructura Los átomos de un mineral se ordenan de acuerdo con un patrón geométrico regular que se repite continuamente. Las sustancias con esta clase de estructura interna se llaman **cristales** (figura 4.3). La mayoría de los minerales son no metálicos, por ejemplo, grafito (C), cuarzo (SiO_2) y halita (NaCl), sin embargo, elementos metálicos como el oro, la plata y el cobre también se denominan minerales. La figura 4.4 muestra el arreglo cristalino de diversos minerales.



Figura 4.3 El topacio tiene una composición química y una estructura cristalina propias, por ello se denomina mineral.

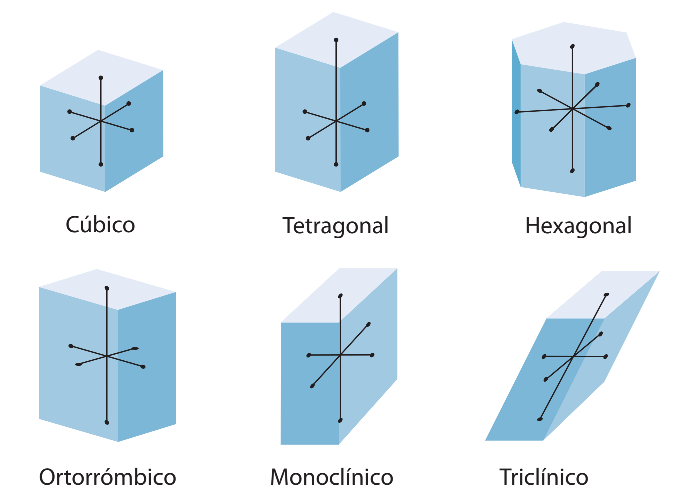


Figura 4.4 Los diagramas muestran los seis sistemas cristalinos más importantes de los minerales.

Propiedades generales Los minerales poseen características que permiten identificarlos, a saber, **raya** (cuando se desmenuzan y pulverizan), **color** y **brillo** (corresponden a la forma en que un mineral refleja la luz) y **dureza** (medida de la facilidad con que puede rayarse un mineral). Con respecto a esta última característica, el científico alemán Friedrich Mohs estableció una escala de dureza para diez minerales, mismos que se enumeran en la figura 4.5.

1	Talco	Se raya fácilmente con la uña.	6	Feldespato	Difícilmente raya el vidrio.
2	Yeso	Puede rayarse con la uña.	7	Cuarzo	Raya fácilmente el vidrio y el acero.
3	Calcita	Difícilmente puede rayarse con una moneda.	8	Topacio	Raya el cuarzo.
4	Fluorita	Fácilmente puede rayarse con un cuchillo de acero.	9	Corindón	Raya el topacio.
5	Apatita	Puede rayarse con un cuchillo de acero.	10	Diamante	Raya todos los materiales comunes.

Figura 4.5 Escala de dureza de Mohs. El mineral más blando se indica con el número 1; el más duro, con 10.

Una característica general más es el **clivaje**, que es la capacidad de los minerales de romperse en superficies lisas y planas. La fractura se presenta cuando los minerales, al romperse, forman superficies curvas, ásperas o irregulares; la mica es un ejemplo de mineral con un clivaje perfecto.

Propiedades particulares Determinados minerales tienen propiedades específicas que los distinguen de otros. Por ejemplo, mediante la **doble refracción** que presenta la calcita ($CaCO_3$) se ve claramente cómo la luz, al atravesarla, se divide en dos rayos. Cada rayo produce su propia imagen. Al observar un objeto a través de este mineral, es posible percibir ambas imágenes. Otra propiedad única la muestra el mineral denominado magnetita (Fe_3O_4), un imán natural que tiene la propiedad de atraer pequeñas limaduras de hierro y acero.

Formación de los minerales Los minerales se forman de dos maneras distintas: por enfriamiento del magma, producto de la actividad volcánica terrestre, y mediante los elementos disueltos en un líquido. El proceso de enfriamiento del magma puede ser lento o rápido, lo que define el tamaño del cristal. Si el magma se enfría lentamente, como ocurre en el interior de la Tierra, se forman cristales grandes, por ejemplo, mica, feldespato y cuarzo; cuando el magma se enfría con rapidez en presencia de aire, se forman pequeños cristales. Si la lava tiene contacto con agua se puede enfriar tan rápido que es imposible formar cristales. Cuando en ocasiones el flujo de magma llena las grietas de las rocas que le rodean, impidiendo que escape el calor y retardando el enfriamiento del magma, ocurre la formación de grandes cristales de mineral, lo que constituye las **vetas**. Algunas vetas de piedras preciosas se forman de esta manera, entre ellas rubí, topacio, zafiro y berilio (esmeraldas y aguamarinas).

Cuando un líquido se evapora los elementos permanecen en el fondo y pueden formarse minerales. En el laboratorio, cuando una solución se satura, los materiales disueltos también pueden precipitarse fuera de la solución o empezar a cristalizarse. Por ejemplo, el silicato de sodio (Na_2SiO_3) llamado “vidrio soluble” y sales coloreadas solubles en agua, como el sulfato de cobre (II), pueden generar formas arborescentes de colores, constituidas por pequeños cristales superpuestos de silicatos de los distintos iones metálicos.

4.1.1 Principales minerales de la República Mexicana

La riqueza y diversidad de los recursos minerales en la corteza del suelo mexicano va de la mano de su historia geológica. En la mayoría de los estados y el Distrito Federal se encuentran casi todos los minerales conocidos (figura 4.6), entre los que se destaca en primer lugar la plata; también se tiene carbón, azufre, cobre, hierro, oro, plomo, mercurio y zinc. Otros minerales importantes son la fluorita (puede ser de calcio o hierro), fosforita (minerales de fósforo), antimonio (Sb), grafito (C), manganeso (Mn) y tungsteno (W). La tabla 4.1 muestra la producción minera estatal de algunos minerales durante el año 2009.

1	Mercurio			El mercurio se extrae del cinabrio y se utiliza en instrumentos que miden la presión arterial y la temperatura.
2	Bauxita			La bauxita es el principal mineral del aluminio, un metal que tiene muchos usos.
3	Galena			La galena es el principal mineral del plomo, utilizado en la elaboración de vitrales o “emplomados”.
4	Hierro			El hierro se puede extraer de muchos minerales, incluida la hematita. Por su fuerza, el hierro se utiliza en la construcción de edificios grandes.

Figura 4.6 Los metales extraídos de las minas tienen diversos usos.

Tabla 4.1 Producción minera por estado en la República Mexicana para el periodo enero-diciembre 2009.

Estado	Oro (kg)	Plata (kg)	Plomo (ton)	Cobre (ton)	Zinc (ton)	Coque (ton)	Hierro (ton)	Azufre (ton)	Barita (ton)	Fluorita (ton
Baja California	0.0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
Coahuila	0.0	34 244	1 025	0	0	1 313 444	5 261 991	0	28 658	108 930
Colima	0.0	0	0	0	0	0	3 078 615	0	0	0
Chiapas	0.00	0	0	0	0	0	0	287 765	0	0
Chihuahua	12 043.9	451 441	53 336	13 174	148 508	0	0	0	0	0
Durango	7 876.0	414 816	10 003	1 495	12 466	0	435 456	0	0	0
Guanajuato	1 038.5	66 310	0	0	0	0	0	39 562	0	0
Guerrero	7 510.7	7 829	1 070	1 017	11 996	0	0	0	0	0
Hidalgo	0.0	1 412	9	2	58	0	0	69 194	0	0
Jalisco	0.0	36 282	1 822	0	0	0	8 321	0	0	0
México	761.9	153 167	7 515	1 987	35 035	0	0	0	0	0
Michoacán	0.0	0	0	1 026	0	0	2 466 711	0	0	0
Morelos	0.0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
Nayarit	0.0	0	0	0	0	0	0	0	0	0
Nuevo León	0.0	0	0	0	0	0	0	136 352	125 787	0
Oaxaca	0.0	0	0	0	0	0	0	36 005	0	0
Querétaro	696.4	22 820	0	0	0	0	0	0	0	0
San Luis Potosí	3 779.6	140 747	5 201	19 907	62 673	0	0	0	0	936 034
Sinaloa	97.2	25 807	1 845	0	4 108	0	0	0	0	0
Sonora	16 576.3	268 065	0	162 580	0	0	0	0	0	0
Tabasco	0.0	0	0	0	0	0	0	406 950	0	0
Tamaulipas	0.0	0	0	0	0	0	0	107 051	0	0
Veracruz	0.0	0	0	0	0	0	0	30 942	0	0
Zacatecas	4 662.5	1 563 712	50 410	34 273	156 760	0	0	0	0	0
Otras entidades	415.6	69 640	9 253	2 925	26 433	0	344 195	0	3 215	0
Total	55 458.6	3 256 292	139 847	238 386	458 037	1 315 444	11 595 289	1 113 821	157 660	1 044 964

Nota: Las cifras de este cuadro se refieren sólo a las actividades de extracción y beneficio. **Fuente:** INEGI (2009), Estadística de la industria minerometalúrgica. México. Actualización al 23 de septiembre de 2010.

Actividades

1. Describan los principales recursos minerales del país y los estados donde se localizan.
2. Comenten y analicen en equipo la importancia y usos de los minerales.

4.1.2 Metales, no metales y metaloides o semimetales

La mayoría de los elementos conocidos hasta la fecha son **metales** (aluminio, oro, plata, hierro, cobre, plomo), los cuales se caracterizan porque se unen con otros elementos a los que ceden electrones: los no metales (figura 4.7).

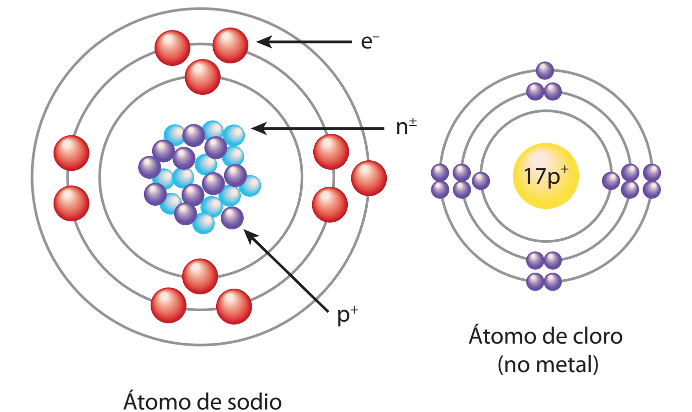


Figura 4.7 Al combinarse los metales (como el sodio) ceden electrones que ganan los no metales (como el cloro).

Ubicación en la tabla periódica

Si observamos la tabla periódica de los elementos, vemos que por lo menos 80 de los elementos químicos están clasificados como metales y se localizan del lado izquierdo de la tabla (figura 4.8).

A medida que avanzamos hacia la derecha y de abajo hacia arriba de la tabla, encontramos que los elementos son cada vez menos metálicos; así, tenemos que el francio (Fr) debería ser el más metálico, pero como es sumamente

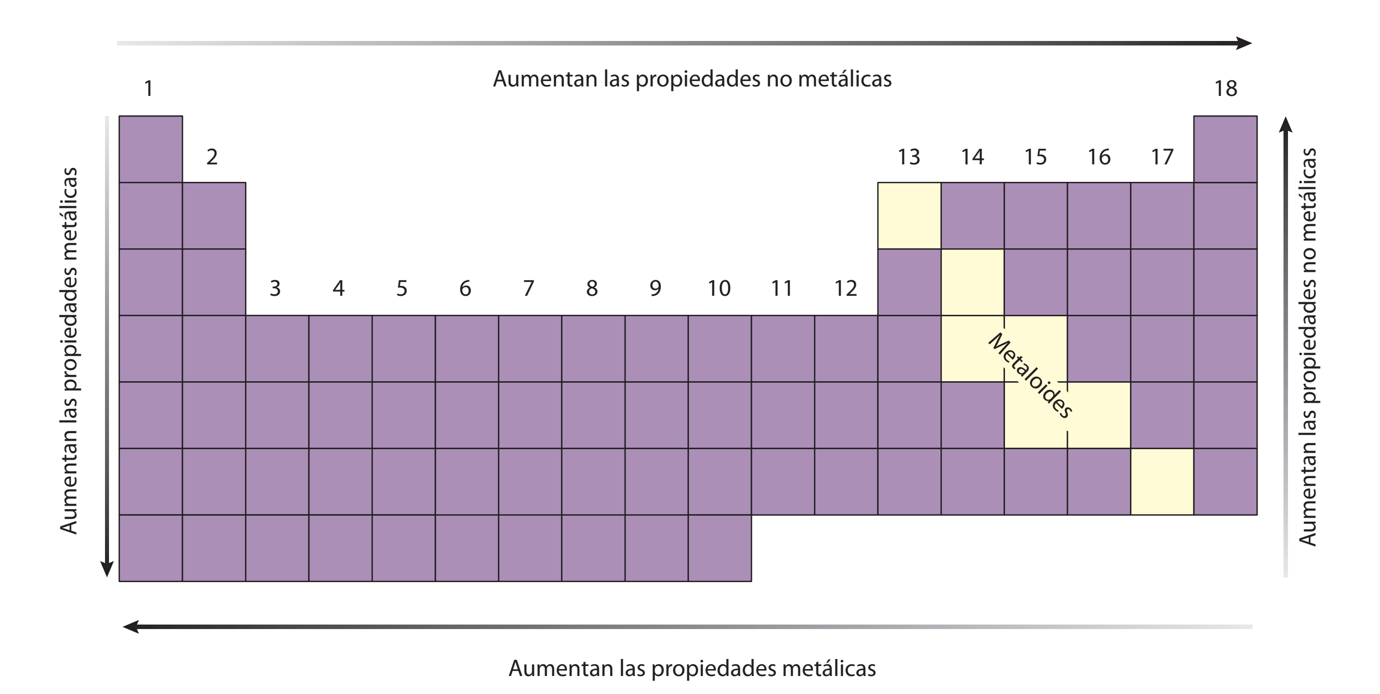


Figura 4.8 Representación de las propiedades metálicas y no metálicas de los elementos de la tabla periódica.

radiactivo y además su existencia es muy corta, corresponde al cesio (Cs) ser considerado el más metálico de los elementos, y se encuentra arriba del francio.

Al flúor, que se localiza en la parte superior derecha de la tabla, se le considera el elemento con menor carácter metálico, por lo tanto, es el más electronegativo.

Como te habrás dado cuenta, del lado izquierdo de la tabla periódica están los elementos más metálicos, y del lado derecho, los no metales. En medio de ellos, en una línea escalonada, se encuentran los semimetales, que presentan características comunes a los metales y no metales.

No metales y semimetales A partir de la familia 14 a la18, en el periodo 2, se encuentran los elementos no metálicos, como carbono (C), nitrógeno (N) y oxígeno (O), y en el periodo 3 aparecen azufre (S) y fósforo (P). Todos, junto con el hidrógeno (H), forman los elementos biogenésicos (C, H, O, N, S, P), indispensables para los seres vivos (figura 4.9).

Semimetales o metaloides En la tabla periódica se observa una línea quebrada que abarca al boro (B), silicio (Si), germanio (Ge), arsénico (As), antimonio (Sb), teluro (Te), polonio (Po) y astato (At), ya que se encuentran a uno y otro lados de la línea que separa a los metales y no metales; a éstos se les considera semimetales, pues tienen características de ambos.



Figura 4.9 Las sustancias nutritivas de nuestros alimentos contienen elementos no metálicos como carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre, fósforo y otros.

Propiedades físicas y químicas de metales, no metales y semimetales

Casi todos los **metales** son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (Hg), que es líquido; tienen brillo metálico; son maleables (pueden convertirse en láminas delgadas), son dúctiles (pueden convertirse en hilos), son buenos conductores del calor y de la electricidad, y además poseen gran resistencia a la tracción, compresión y torsión, es decir, al estiramiento o contracción drástica, así como a torceduras.

En relación con sus propiedades químicas esenciales, los metales se caracterizan porque sus átomos tienen uno, dos o tres electrones en su última órbita, que fácilmente pueden perder transformándose en iones positivos o cationes, con tantas cargas positivas como electrones hayan perdido. Estas cargas representan también su número de oxidación o valencia. Cuando se pone en agua una sal soluble de algún metal, esta sal será un electrolito, pues se puede ionizar quedando siempre el metal como catión. Mediante electrólisis de dicha solución (al pasarle una corriente eléctrica), encontraremos que el metal siempre se dirige al cátodo o electrodo negativo sobre el que lo encontraremos depositado.

Por lo general, los metales se encuentran en la naturaleza formando compuestos naturales o minerales; en estado nativo o elemental sólo se encuentran pocos metales, como oro (Au), platino (Pt) y plata (Ag). La mayoría de las veces, el mercurio (Hg) y el cobre (Cu) se localizan en compuestos minerales como óxidos, sulfuros, carbonatos, sulfatos, silicatos, etcétera.

No todos los metales pueden extraerse de sus minerales en forma económica; se extraen de sus menas con bajo o moderado rendimiento económico. Unos ejemplos son los siguientes:

Mena	Compuesto	Fórmula	Metal obtenido
Hematita	Óxido de hierro (III)	Fe_2O_3	Hierro (Fe)
Magnetita	Óxido ferroso férrico u óxido de hierro (II, III)	Fe_3O_4	Hierro (Fe)
Galena	Sulfuro de plomo (II)	PbS	Plomo (Pb)
Cinabrio	Sulfuro de mercurio (II)	HgS	Mercurio (Hg)
Cuprita	Óxido de cobre (I)	Cu_2O	Cobre (Cu)
Calcocita	Sulfuro de cobre (I)	Cu_2	Cobre (Cu)

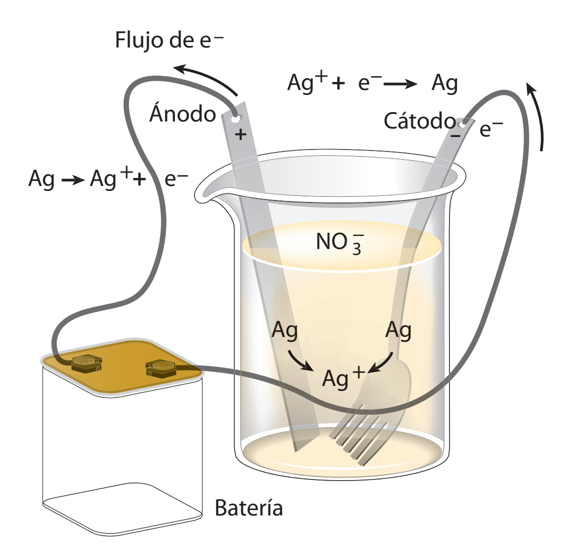


Figura 4.10 Cuba electrolítica representando la conductividad. Para recubrir los metales con una capa delgada de plata (Ag) (platear) se emplea la electrodeposición, donde el objeto que se plateará se coloca en el cátodo y la plata en el ánodo.

Existen minerales cuyo contenido en metal es muy bajo, por lo que se han desarrollado mecanismos para concentrar el metal y eliminar la parte indeseable, denominada ganga. Los métodos de concentración más comunes son:

Método manual o pepena Los operarios separan a mano y "a ojo" el material valioso.

Método de flotación o físico-químico El mineral molido se suspende en agua, se introduce en celdas especiales y se agita. Se añaden sustancias químicas y por la atracción de una corriente de aire se forma una espuma. En ésta flotan los minerales de valor y se precipita la ganga al fondo de la celda.

Separación magnética Solamente el mineral es atraído mediante un imán. Éste crea un campo magnético para concentrar la mena; ésta se pulveriza y se disemina sobre una cinta ahulada horizontal montada sobre una polea magnética. Las partículas de la mena las atrae el imán y las retiene sobre la cinta hasta que salen del campo magnético (figura 4.11).

A partir de las menas de los diversos metales se han ideado varias técnicas para obtener sustancias de alta pureza.

Fundición Todos los procesos industriales de reducción se denominan fundición. Entre los métodos con que se reduce un metal a partir de su mena se encuentran los siguientes:

1. **Reducción por calentamiento en el aire** Los metales preciosos, como oro (Au), platino (Pt) y algunas veces plata (Ag), existen en estado elemental o nativo y sólo tienen que fundirse para separarlos de su ganga. Por ejemplo, el sulfuro de cobre (I) y el sulfuro de mercurio

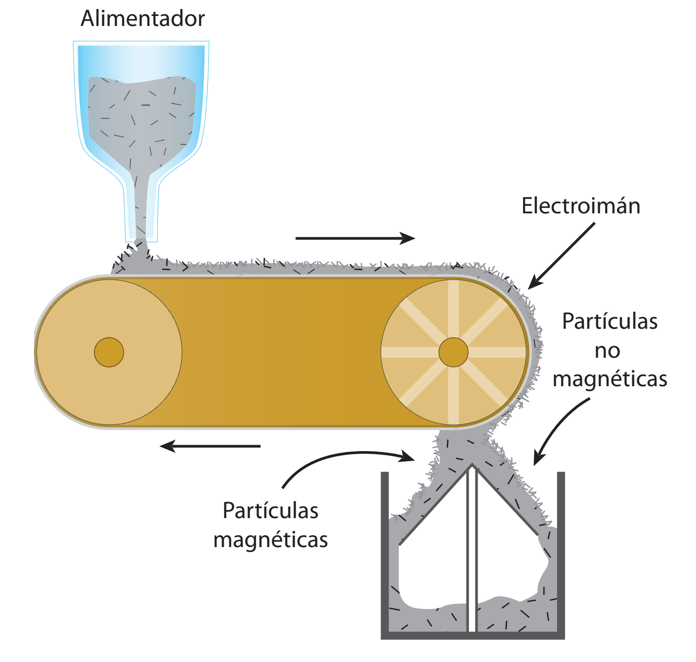


Figura 4.11 Mediante la separación magnética se apartan las partículas de mena y ganga.

fundidos se reducen burbujeándoles una corriente de aire caliente para obtener el metal.

$1+\ \ 2$		0		0		$4+2-$
Cu_2S	+	O_2	$\rightarrow$	$2Cu$	+	SO_2
Sulfuro de cobre (II)		Oxígeno		Cobre		Dióxido de azufre

$2+2-$		0		0		$4+2-$
HgS	+	O_2	$\rightarrow$	Hg	+	SO_2
Sulfuro de mercurio		Oxígeno		Mercurio		Dióxido de azufre

2. **Reducción con carbón** Los óxidos de algunos metales como hierro (Fe), cobalto (Co), plomo (Pb), estaño (Sn) y zinc (Zn) pueden reducirse usando carbón. Éste puede oxidarse a monóxido de carbono (CO) o a dióxido de carbono (CO_2). En presencia de coque y a temperaturas elevadas, el gas dominante es el CO, que actúa como agente reductor efectivo.

   Las reacciones para el óxido de cobalto son las siguientes:

$2+\ \ 2-$		0		0		$2+\ 2-$
CoO	+	C	$\rightarrow$	Co	+	CO
Óxido de cobalto		Carbón		Cobalto		Monóxido de carbono

$2+\ \ 2-$		$2+\ 2-$		0		$4+\ 2-$
CoO	+	CO	$\rightarrow$	Co	+	CO_2
Óxido de cobalto		Monóxido de carbono		Cobalto		Dióxido de carbono

3. **Reducción por electrólisis** Éste es el método principal para reducir los metales como sodio (Na), potasio (K), magnesio (Mg), calcio (Ca) y aluminio (Al) a partir de sus sales fundidas.
4. **Refinación** Es la purificación o eliminación de impurezas en los metales crudos. Los metales con punto de ebullición bajo, como mercurio (Hg), bismuto (Bi), zinc (Zn) y magnesio (Mg), pueden eliminar la mayor parte de las impurezas por medio de una destilación simple. El proceso electrolítico es el método de refinación de uso común; el cobre se refina con este método.

Uno de los métodos de purificación modernos que se usa con gran éxito para los metales es la *refinación por zonas* (figura 4.12), donde una bobina de calentamiento se hace pasar lentamente a lo largo de un cilindro de metal, por lo que sólo se funde una zona. A medida que se desplaza la banda de metal fundido, el metal relativamente impuro se funde en el extremo de la banda que va avanzando, y el metal más puro se cristaliza en la parte trasera de la zona fundida. Las impurezas se van acumulando y se desplazan junto con la fase líquida hasta el extremo del cilindro, que se corta y se elimina.

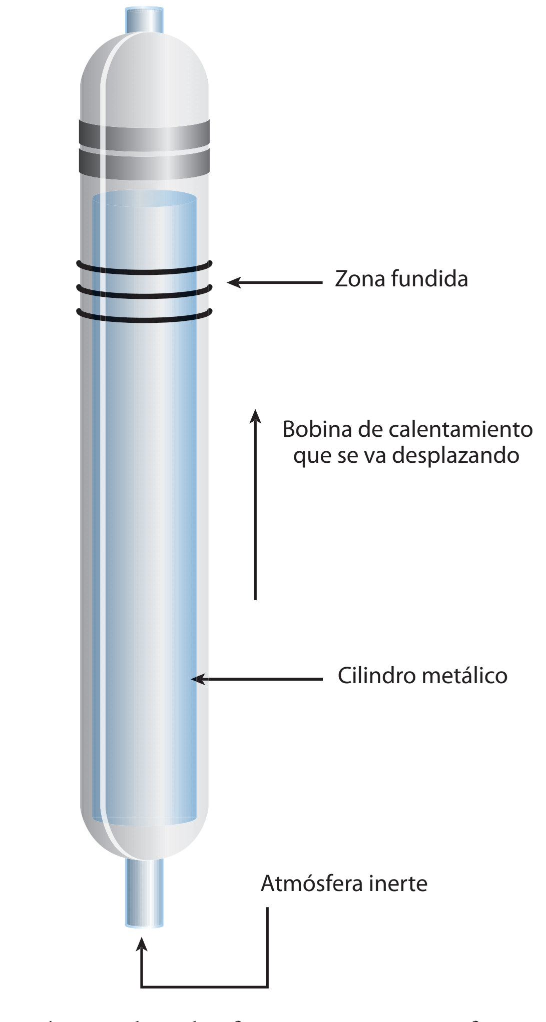


Figura 4.12 Mediante la refinación por zonas se purifica una muestra de metal.

Los **no metales** presentan características opuestas a las de los metales; se encuentran en los tres estados de agregación de la materia: pueden ser sólidos (azufre, carbono y yodo), líquidos (bromo) o gaseosos (oxígeno, flúor, cloro, nitrógeno); no presentan aspecto metálico ni brillo, son malos conductores del calor y de la electricidad (excepto el grafito), no son dúctiles ni maleables, son quebradizos. Entre los no metales encontramos tendencias distintas en su comportamiento químico, pero en general podemos resaltar que al combinarse con el oxígeno, pueden formar óxidos no metálicos, también conocidos como anhídridos:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ Dióxido de carbono o anhídrido carbónico

$2S + O_2 \rightarrow 2SO_3$ Trióxido de azufre o anhídrido sulfúrico

Los **metaloides** o **semimetales** son un pequeño grupo de elementos que pueden comportarse como metales o como no metales, por ejemplo, silicio, germanio y arsénico son semiconductores, tienen gran aplicación en las nuevas tecnologías (construcción de computadoras, *chips* y transistores), y pueden conducir la electricidad, aunque con menor intensidad que la plata y el cobre.

Actividades

1. Formen equipos, cada equipo seleccionará uno de los elementos a investigar: C, Li, F, Si, S, Fe, Hg.
2. Investiguen en libros de química, enciclopedias o en otras fuentes que describan los elementos indicados; también pueden consultar las siguientes páginas electrónicas:
   - www.lenntech.com/espanol/tabla-periodica.htm
   - www.webelements.com
   - www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/mc.html
3. Investiguen qué empresas siderúrgicas existen en México y qué productos ofrecen.
4. Organicen una mesa redonda para presentarle al grupo la información que haya obtenido cada equipo.
5. Debatan entre todo el grupo la información presentada, así como la importancia de la explotación racional de los minerales. Citen ejemplos de cada uno de ellos.
6. Comenten y analicen los resultados de esta actividad; obtengan conclusiones y escríbanlas en su cuaderno.
7. De acuerdo con lo que investigaron en la actividad anterior, contesten las siguientes preguntas; expliquen sus respuestas. *a*) ¿Qué minerales consideras más importantes? ¿Por qué? *b*) ¿Cuáles consideras nocivos? *c*) ¿Cuántos de ellos son benéficos para el hombre o el ambiente? *d*) ¿Qué importancia tienen los metales preciosos como el oro, la plata y el platino para la economía de un país? *e*) Comenten y analicen los resultados de esta actividad; obtengan conclusiones y anótenlas en su cuaderno.

Electronegatividad

Los átomos transfieren electrones y así forman compuestos iónicos, o comparten electrones y forman compuestos covalentes. En ambos casos se forma un enlace, porque así aumenta la estabilidad (figura 4.13).

Actividades

Trata de resolver las siguientes preguntas para que al finalizar el estudio del tema compruebes si tus ideas eran correctas:

1. ¿Cuáles son las diferencias entre el modelo de enlace químico por transferencia de electrones y el modelo del par electrónico?
2. ¿A qué se refiere la regla del octeto?
3. ¿Qué estructura tienen los compuestos que se forman aplicando el modelo del octeto y del par electrónico? Anota un ejemplo.

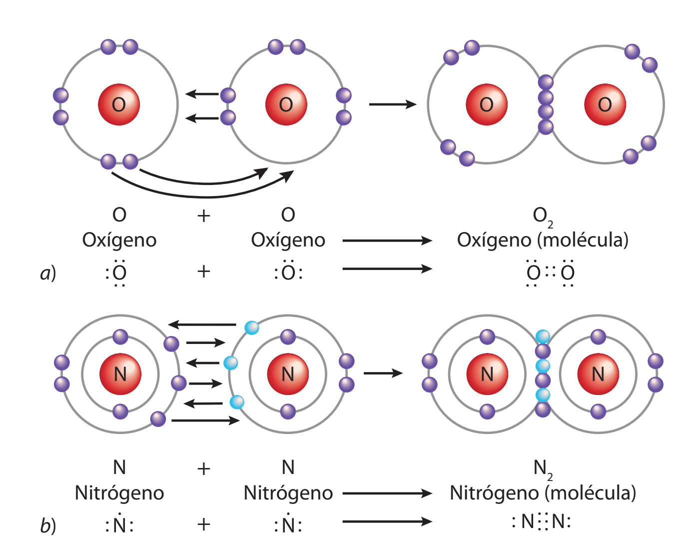


Figura 4.13 Al formar enlaces para crear moléculas, los átomos tienden a seguir la regla del octeto. *a*) Formación de la molécula del oxígeno. *b*) Molécula del nitrógeno.

Para saber más

Regla del octeto

Un átomo se estabiliza cuando completa ocho electrones en su última capa de energía, con lo que adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo.

Los elementos no metálicos se encuentran del lado derecho de la tabla periódica. Entre ellos están los halógenos: flúor (F), cloro (Cl), bromo (Br), yodo (I) y astato (At), familia 17, considerados como los elementos más reactivos. El de mayor electronegatividad es el flúor. *La electronegatividad es la fuerza de atracción que ejerce un átomo sobre los electrones de otro en un enlace químico.*

En 1930, Linus Pauling propuso una tabla de electronegatividades; en ella se considera el máximo valor para el flúor (4.0) y el más bajo para el cesio (0.7) (figura 4.14). En la tabla puedes observar que los no metales son más electronegativos que los metales. Esto quiere decir que cuando se une un metal con un no metal, éste adquiere los electrones de la capa de valencia de aquél (figura 4.15). De este modo, ambos átomos completan ocho electrones en su último nivel, es decir, cumplen con la regla del octeto.

Serie de actividad química de los metales

¿Cómo se organizan los caramelos y golosinas en una dulcería para que los clientes encuentren rápidamente lo que buscan? ¿Y los DVD en una tienda? Los químicos clasifican las reacciones químicas de diversas maneras; las que ocurren en los seres vivos, en los procesos industriales o en los laboratorios, entre otros ámbitos. Una manera de distinguirlas ha sido clasificarlas

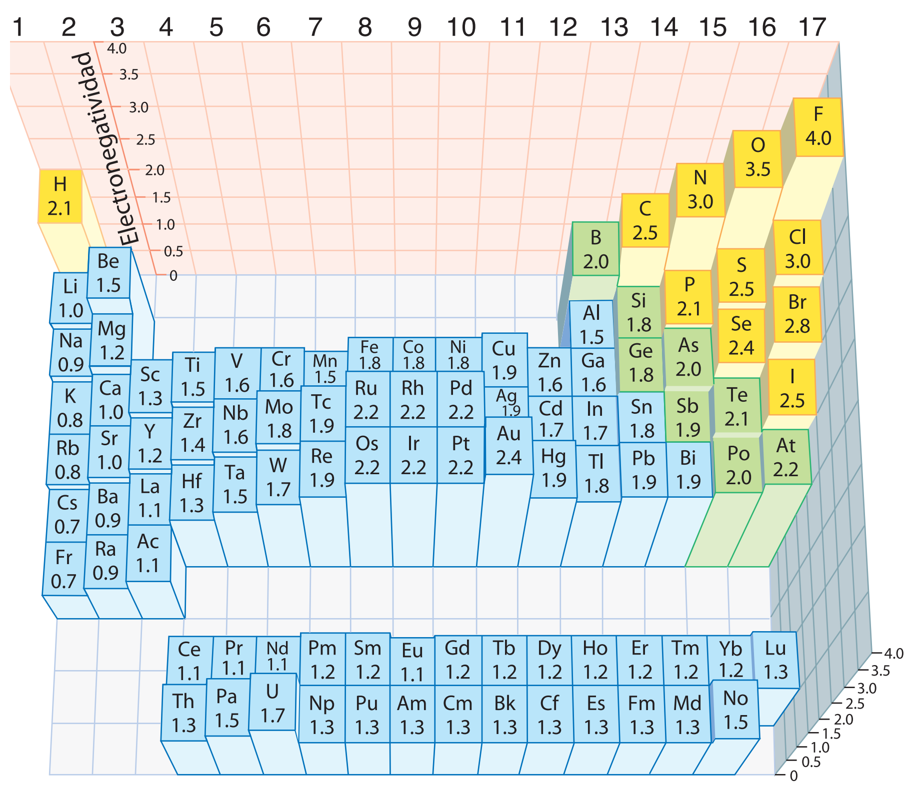


Figura 4.14 La electronegatividad de los elementos es una característica periódica. Observa el cambio en la altura de las columnas a través de cada periodo y cómo disminuye en cada grupo. La altura es proporcional a la electronegatividad.

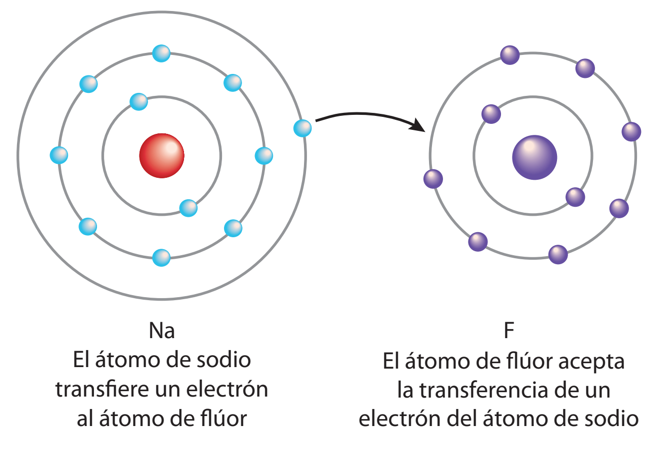


Figura 4.15 Al combinarse, los metales ceden electrones, que ganan los no metales.

en cinco grupos esenciales: síntesis, combustión, descomposición, de sustitución simple y reacciones de doble sustitución (figura 4.16). En algunos casos podemos encontrar las mismas reacciones en varios grupos. Ahora sólo estudiaremos las de sustitución simple y las de doble sustitución.

Las **reacciones de sustitución** o **desplazamiento** son aquellas en las cuales los átomos de un elemento determinado de un compuesto (molécula) son sustituidos o desplazados por átomos de otro. Por ejemplo:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

Para que un metal desplace a otro de un compuesto se requiere determinar la reactividad relativa de ambos. La figura 4.17 muestra una serie de actividad de los metales que organiza estos elementos conforme va aumentando su reactividad. Así, el hierro (Fe) se ubica arriba del cobre en la reactividad de los metales, por lo que sustituye los iones cobre y forma un compuesto diferente, el sulfato de hierro (II). Los metales de mayor actividad desplazan el metal de un compuesto y se localizan en la parte superior; los de menor actividad, en la inferior.

Otra reacción de desplazamiento simple ocurre al sustituir en un compuesto un no metal por otro. En esta clase de reacciones es muy común la participación de los halógenos; de la misma forma que los metales, los halógenos presentan distintos grados de actividad química (figura 4.18). Observa que el halógeno con mayor actividad es el flúor, y el de menor, el yodo.

Ejemplo:

$$Cl_2 + 2NaBr \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

En las **reacciones de doble sustitución** hay un intercambio de iones positivos y de iones negativos entre dos compuestos. Por ejemplo:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 + 2KNO_3$$

Las reacciones químicas
son los
CAMBIOS QUÍMICOS DE LAS SUSTANCIAS
clasificados por
EL CAMBIO DE ENERGÍA
en
ENDOTÉRMICAS
para producirse
NECESITAN CALOR
EXOTÉRMICAS
al producirse
GENERAN CALOR
LA VELOCIDAD
en
RÁPIDAS
como la
COMBUSTIÓN
LENTAS
como la
CORROSIÓN Y RESPIRACIÓN
LA TRANSFORMACIÓN
verificada en las
REACCIONES
de
DESCOMPOSICIÓN
SÍNTESIS
SUSTITUCIÓN
representados por la
ECUACIÓN QUÍMICA
donde se distinguen
REACTIVOS
PRODUCTOS

Figura 4.16 Clasificación de las reacciones químicas.

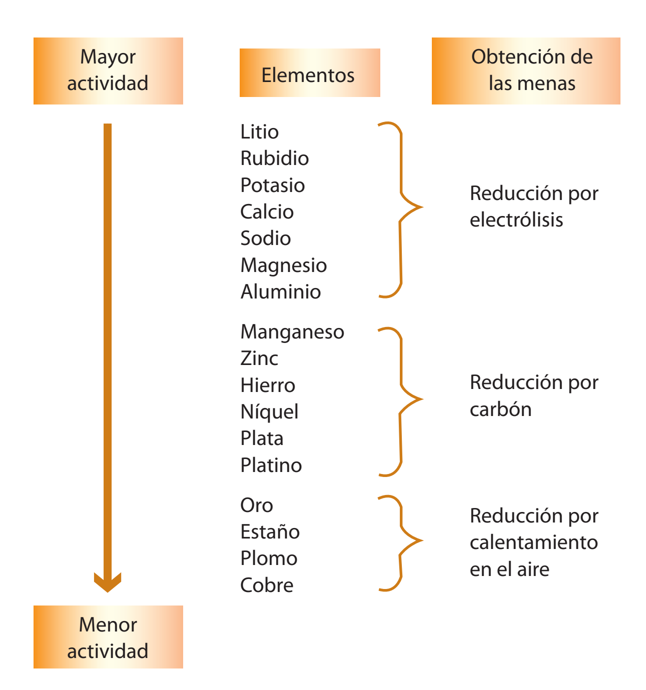


Figura 4.17 Serie de actividad de los metales.



Figura 4.18 Serie de actividad de los halógenos.

Los iones que forman la reacción son: Pb^{2+}, NO_3^-, K^+ e I^-. Puedes ver que los aniones NO_3^- e I^- se han desplazado el uno al otro y se han combinado con los cationes Pb^{2+} y K^+ en la reacción. Una de estas reacciones se efectuará si por lo menos uno de los productos es un precipitado o agua. En nuestro ejemplo, se mezclan dos soluciones acuosas transparentes de nitrato de plomo (II) y de yoduro de potasio, ocurre una reacción de doble desplazamiento y en la mezcla aparece un sólido amarillo; este sólido es yoduro de plomo (II) y precipita porque es insoluble en agua, a diferencia de los dos reactivos y el otro producto. Todas las reacciones de doble desplazamiento producen un precipitado, un gas o agua.

Práctica de laboratorio

Conductividad de metales y sales

Objetivo

Observar y comparar la conductividad de algunos metales (Cu, Mg, Zn y Fe) y de algunas disoluciones de compuestos iónicos (Cu $(NO_3)_2$), (Mg $(NO_3)_2$).

Hipótesis

¿Cómo puedo demostrar la reactividad de los metales y algunas de sus sales? Justifica tu respuesta.

Material

Cuatro trozos de 3 cm de alambres o tiras de cada uno de los siguientes metales: cobre (Cu), magnesio (Mg), zinc (Zn) y hierro (Fe); disoluciones de compuestos iónicos de nitrato de cobre (II) ($Cu(NO_3)_2$), nitrato de magnesio (Mg $(NO_3)_2$), nitrato de zinc ($Zn(NO_3)_2$) y nitrato de plata ($AgNO_3$); cuatro tubos de ensayo; papel de lija o de esmeril y agua.



¡Cuidado!

Evita el contacto con la disolución de nitrato de plata ($AgNO_3$), porque causa manchas negras en la piel y la ropa, muy difíciles de eliminar.

Procedimiento

1. Diseña una tabla de registro como la siguiente:

Metales	Zn	Cu	Mg	Ag
Observaciones				
Disoluciones	$Zn(NO_3)_2$	$Cu(NO_3)_2$	$Mg(NO_3)_2$	$AgNO_3$
Observaciones				

2. Limpia las tiras metálicas o alambres, lijando con el papel. Registra tus observaciones en relación con la apariencia de los metales.
3. Rotula los tubos de ensayo con cada una de las disoluciones que vas a utilizar.
4. Vierte 2 mL de la disolución correspondiente a cada tubo de ensayo.
5. Introduce un trozo de alambre de zinc dentro de cada uno de los tubos de ensayo con las disoluciones del experimento. Deja reposar de 3 a 5 minutos. Si no observas alguna reacción registra NR en la tabla que elaboraste. Si hay reacción, registra tus observaciones.
6. Saca los alambres de zinc de los tubos de ensayo, sécalos y vuelve a limpiarlos con la lija.
7. Elimina las disoluciones usadas como lo indique tu profesor y lava muy bien los tubos de ensayo.
8. Repite la experiencia con cada uno de los otros metales y no olvides registrar tus observaciones.

Análisis

De acuerdo con lo que has aprendido con respecto a la reactividad química de los elementos que manejaste:

1. ¿Cuál de los cuatro metales podría encontrarse en estado libre? Fundamenta tu respuesta.
2. ¿Cuál de ellos solamente podría encontrarse combinado? Fundamenta tu respuesta.

Compara tu hipótesis

1. Explica lo que sucedió en los experimentos que realizaste.
2. Compara tus resultados con la hipótesis inicial.

Aplicación

Después de consultar la tabla de conductividad, indica ¿por qué se usa el cobre en los cables conductores de energía eléctrica y no de otro metal? Fundamenta tu respuesta.

Conclusiones

1. ¿Cuál de los metales reaccionó con la menor cantidad de disoluciones?
2. ¿Cuál de los metales reaccionó con el mayor número de disoluciones?
3. Elabora una serie de actividades, listando los metales en orden de reactividad, anota primero el más reactivo.
4. Analicen el reporte de su experimento, coméntenlo en el grupo y entre todos respondan lo siguiente:
   a) ¿Qué utilidad tiene para el hombre conocer qué metal es más o menos reactivo?
5. Comenten y analicen los resultados de esta actividad, y con ayuda del profesor obtengan conclusiones finales.

4.1.3 Estado sólido cristalino

Modelo cinético molecular

En las unidades 1 y 2 ya estudiaste el modelo cinético molecular, que se resume en los siguientes puntos:

- Toda la materia se constituye de partículas pequeñísimas.
- Las partículas que forman la materia se encuentran en movimiento continuo, como en el caso de los gases y líquidos, que vibran más que en los sólidos.
- Las partículas que chocan entre sí no pierden energía.

Ahora estudiaremos en particular el estado sólido cristalino. La fuerza de atracción entre los átomos de los sólidos es grande, por lo que permanecen fuertemente ligados. Sin embargo, son capaces de realizar movimientos vibratorios en torno a posiciones de equilibrio que permanecen fijas. Como sus partículas están ordenadas y unidas con firmeza por las fuerzas de atracción, llamadas también de cohesión, tienen forma y volumen definidos, como puedes observar en los modelos que se presentan en la figura 4.19.

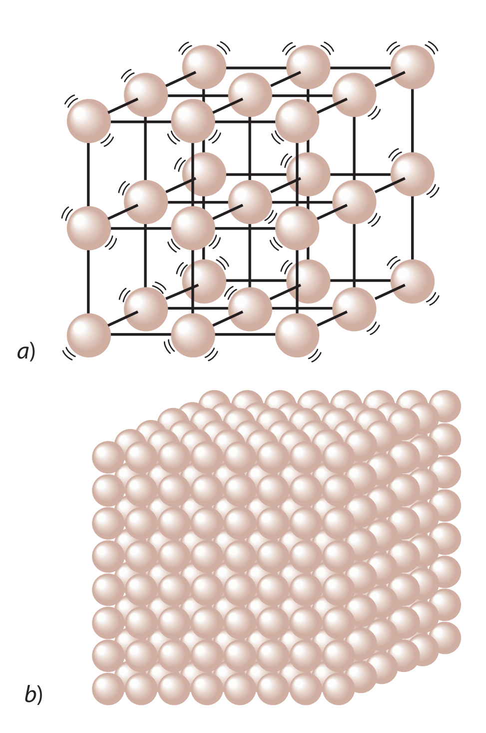


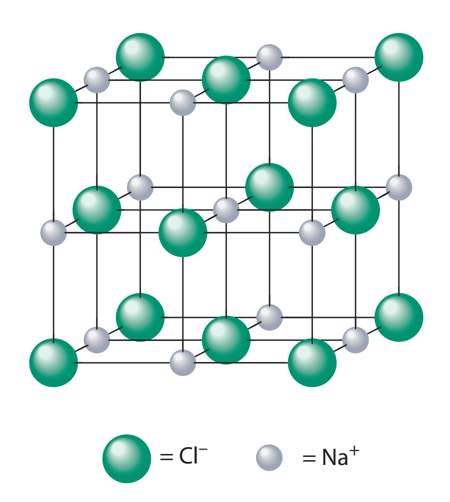
Figura 4.19 Los sólidos son incompresibles, pues su volumen no se reduce si se les aplica presión. *a*) Modelo de un sólido que representa las partículas, las cuales, con gran fuerza de atracción entre ellas, tienden a permanecer unidas y no se desplazan. *b*) En este modelo se muestra la manera en que las partículas de los cuerpos sólidos pueden estar ordenadas en forma geométrica.

Para saber más

El término *cristal* proviene del vocablo griego *krystallos*, que significa *agua congelada*. La primera observación científica registrada acerca de los cristales se realizó en 1597. Sin embargo, su estudio sistemático lo inició Nicolaus Steno, en 1669, quien observó que los ángulos correspondientes entre las caras de los distintos cristales de la misma sustancia siempre eran los mismos.

Un ejemplo que se observa con facilidad es la estructura parcial del cloruro de sodio (NaCl) (figura 4.20), el ordenamiento tan preciso de sus componentes en el sólido cristalino produce hermosos cristales de formas regulares.

En la naturaleza, la mayor parte de las sustancias sólidas son cristalinas. Los **sólidos cristalinos** son aquellos cuyos átomos, iones o moléculas se encuentran organizados en una estructura tridimensional, geométrica y ordenada de partículas denominadas cristales.





Cristales de NaCl

Figura 4.20 En los sólidos cristalinos, como es el caso del cloruro de sodio (NaCl), los iones sodio y los iones cloro muestran un ordenamiento regular.

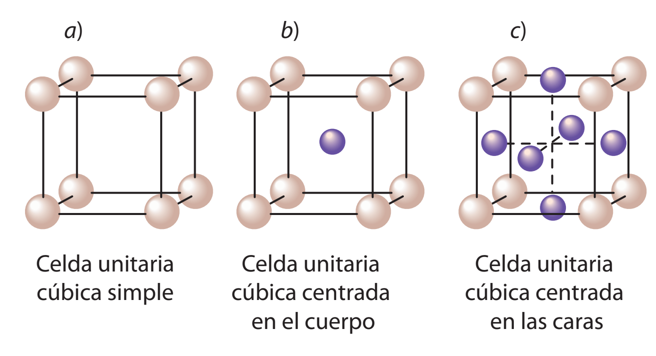


Figura 4.21 Las tres celdas unitarias del sistema cúbico poseen la misma forma; en la figura, cada una de las esferas representa una partícula: *a*) en la celda cúbica simple hay partículas sólo en las aristas del cubo; *b*) en la celda centrada en el cuerpo se encuentra una partícula en el centro del cubo; *c*) en la centrada en las caras hay partículas en el centro de cada una de las seis caras del cubo.

Ahora bien, en los cristales existen las **celdas unitarias**, que son las unidades repetitivas más simples en los cristales. De las 14 clases de celdas conocidas, en un sólido cristalino se pueden encontrar más de una clase de celda unitaria con igual forma. La figura 4.21 muestra tres de las celdas unitarias más simples, que son cúbicas.

Los cristales se agrupan en siete categorías de acuerdo con su forma (figura 4.22). Estos sistemas cristalinos se diferencian debido a los ángulos que forman las caras y por las longitudes de éstas.

Algunos sólidos, por ejemplo el carbono (C), pueden presentarse en cinco formas, llamadas alótropos. Los alótropos principales del carbono son diamante, grafito y fullereno, este último descubierto recientemente (figura 4.23). Estos tres alótropos presentan propiedades físicas y químicas diferentes debido a sus estructuras. El diamante es la sustancia natural de mayor dureza; en cambio el grafito es sumamente blando y el fullereno recibe este nombre debido a la estructura de las moléculas del carbono 60 (C_{60}) que lo forman. La estructura de este alótropo es semejante a la de un balón de futbol.

Enlace metálico

El modelo más simple para explicar los enlaces metálicos es el del mar de electrones, de acuerdo con el cual existe un ordenamiento regular de iones positivos que flotan dentro de

Fluorita
$a = b = c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90°$
Cúbico

Rutilo
$a = b \neq c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90°$
Tetragonal

Barita
$a \neq b \neq c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90°$
Ortorrómbica

Rodonita
$a \neq b \neq c$
$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90°$
Triclínico

Corindón
$a = b \neq c$
$\alpha = \beta = 90°, \gamma = 120°$
Hexagonal

Calcita
$a = b = c$
$\alpha = \beta = \gamma \neq 90°$
Romboédrica

Bórax
$a \neq b \neq c$
$\alpha = \gamma = 90° \neq \beta$
Monoclínica

Figura 4.22 Los siete sistemas cristalinos.

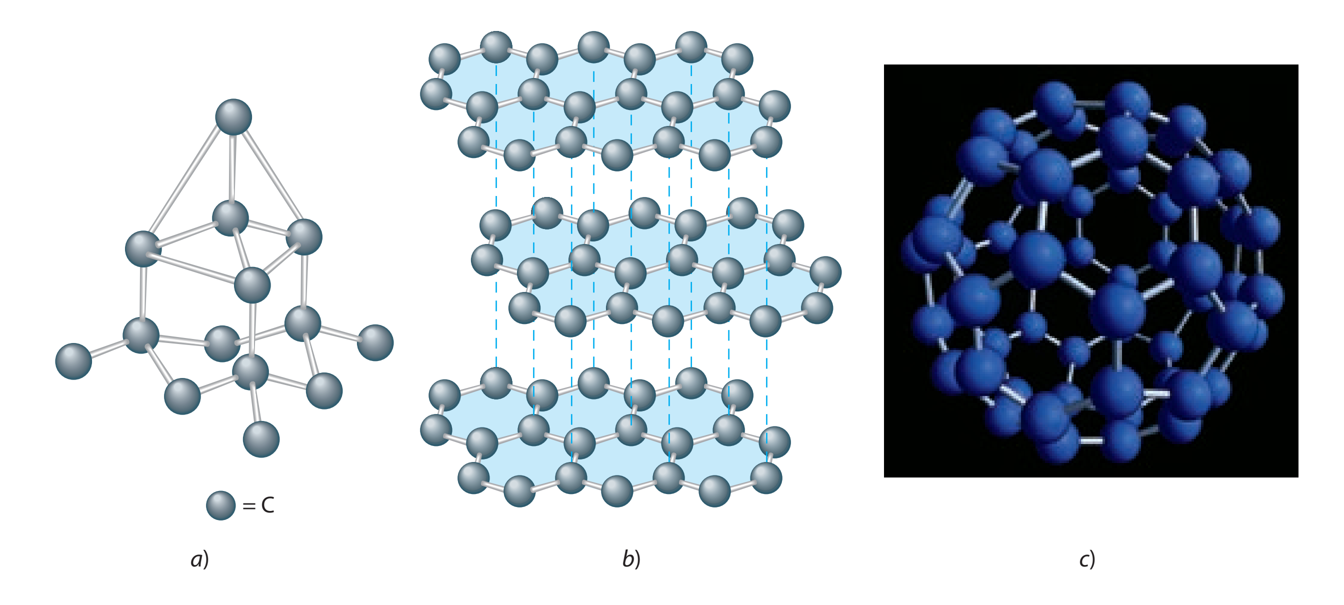


Figura 4.23 Modelo de tres alótropos del carbono: *a*) diamante, *b*) grafito y *c*) fullereno (C_{60}).

un mar de electrones libres. Por ello presentan las propiedades físicas ya mencionadas, como la movilidad de sus electrones, la cual permite que los metales sean dúctiles y maleables, además de ser buenos conductores del calor y la electricidad. Su punto de fusión es elevado; por ejemplo, el estaño funde a 232°C, mientras que el níquel lo hace a 1 445°C.

Enlace iónico

El enlace iónico tiene lugar cuando el átomo cede electrones (para constituir un catión) o los absorbe (para constituir un anión). Los átomos aislados no pueden formar iones, sólo lo hacen cuando los metales se combinan con elementos no metálicos; en este caso, los primeros tienden a perder uno o más electrones que a su vez se transfieren a los átomos del no metal. De esta manera, en las reacciones entre metales y no metales con frecuencia se forman compuestos que contienen cationes metálicos y aniones no metálicos.

Los iones que forman un enlace iónico se disponen de tal manera que las fuerzas de atracción entre ellos son muy fuertes, y la forma de conseguirlo es adoptando estructuras geométricas compactas; por ello los compuestos iónicos se presentan en forma de cristales. Un ejemplo de lo anterior es el cloruro de sodio o sal común: si observas una muestra de este compuesto con una lupa, verás que los cristales tienen forma de cubos; en realidad se trata de una agrupación de múltiples celdas cúbicas.

En el caso del cloruro de sodio, el sodio tiene la configuración $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$, y el cloro $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^5$. Si ocurre la transferencia de un electrón de la última capa del sodio al cloro, los dos iones formados adquieren una configuración de gas noble:

Na^+: $1s^2\,2s^2\,2p^6$
Cl: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

Los iones originados forman un cristal de cloruro de sodio (NaCl) al agruparse, lo que configura un cubo centrado en las caras. Según el tamaño y la carga de los iones formados, los compuestos iónicos tienen otros tipos de redes (figura 4.24).

4.1.4 Cálculos estequiométricos: relaciones mol-mol y masa–masa

Recordemos que las ecuaciones químicas representan no sólo proporciones de átomos y moléculas, sino que también indican las proporciones molares. Después de balancear una ecuación química, se disponen los datos cuantitativos sobre las proporciones en moles, moléculas o las cantidades en masa de los reactivos que reaccionen, así como la cantidad de producto obtenida. Por ejemplo, una vez balanceada la reacción de formación del amoniaco (NH_3), en la que, según la ley

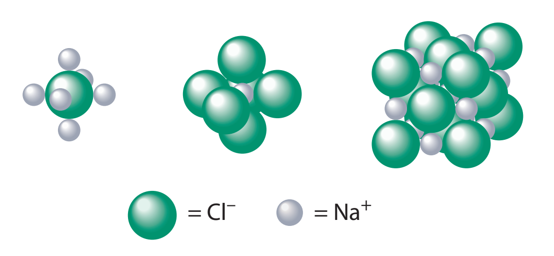


Figura 4.24 Cada ión Cl^- está rodeado de seis iones Na^+; cada uno de éstos está rodeado de seis iones Cl^- en el cristal. Este cristal se repite formando una red que se extiende en las tres direcciones del espacio.

de la conservación de la materia de Lavoisier, la suma de las cantidades de sustancia de los reactivos es igual a la suma de las sustancias de los productos, se puede afirmar que:

$2N_2$	+	$3H_2$	→	$2NH_3$
2 moléculas de nitrógeno	+	3 moléculas de hidrógeno	→	2 moléculas de amoniaco
2 moles de nitrógeno	+	3 moles de hidrógeno	→	2 moles de amoniaco
28 gramos de nitrógeno	+	6 gramos de hidrógeno	→	34 gramos de amoniaco
2 litros de nitrógeno	+	3 litros de hidrógeno	→	2 litros de amoniaco

Por lo anterior, es posible utilizar las relaciones que creamos más convenientes para balancear ecuaciones químicas. De esta forma, la **estequiometría** es la parte de la química encargada de los cálculos numéricos que se apliquen a las reacciones químicas. Para la resolución de los cálculos de las reacciones químicas puedes seguir este procedimiento:

1. Lee los enunciados para distinguir los datos y las preguntas que se piden, así como para identificar las sustancias correspondientes a los reactivos y diferenciarlas de las sustancias de los productos.
2. Desarrolla la ecuación química correctamente formulada y balanceada que represente la reacción.
3. Con base en la masa molar, haz los cálculos pasando a moles las cantidades participantes en el cálculo. No olvides considerar los coeficientes de la ecuación balanceada.
4. Una vez obtenidos los moles de la sustancia, fíjate en qué unidades se pide (gramos o litros, por ejemplo), y haz el cambio de unidades (es conveniente analizar las unidades que se dan para verificar que sean las correctas, y si los datos están en otras unidades, habrá que cambiarlas. Se recomienda usar unidades del Sistema Internacional de Unidades (SI), pero se acostumbra utilizar el gramo como unidad de masa, el litro como unidad de volumen y la atmósfera como unidad de presión).
5. Una vez obtenida la respuesta a la pregunta formulada, revisa si desde el punto de vista químico es posible.

Ahora bien, para decidir los **factores de conversión** a utilizar, éstos se plantean estimando los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada. Por ejemplo, en la reacción:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

algunas de las proporciones que pueden plantearse son:

$$\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol Mg}}; \frac{2 \text{ mol Fe}}{2 \text{ mol MgO}}; \frac{1 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol MgO}}; \frac{1 \text{ mol MgO}}{2 \text{ mol Mg}}$$

Cálculo en masa

Consiste en determinar la masa de un reactivo o de un producto a partir de la masa conocida de otro. Después de balancear la reacción se deben considerar las relaciones molares entre las sustancias que se quieren relacionar. Por ejemplo, para producir hidrógeno se hace reaccionar un metal activo como el zinc (Zn) con un ácido fuerte como el ácido sulfúrico (H_2SO_4), y se obtiene sulfato de zinc ($ZnSO_4$). Siguiendo el ejemplo, para determinar la cantidad en masa de zinc (Zn) que ha reaccionado si se obtuvieron 60 g de sulfato de zinc:

1. Se plantea la ecuación química, balanceándola correctamente:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

2. Ya balanceada la ecuación, se pueden anotar las masas molares de los compuestos y plantear las proporciones:

$$\frac{1 \text{ mol de Zn} = 65.4 \text{ g/mol}}{1 \text{ mol de } ZnSO_4 = 161.4 \text{ g/mol}}$$

3. Se calculan los moles del sulfato de zinc:

$$\frac{60 \text{ g } ZnO_4}{161.4 \text{ g/mol}} = 0.37 \text{ mol } ZnSO_4$$

4. En la relación molar, tendremos: $\frac{1 \text{ mol de Zn}}{1 \text{ mol de } ZnSO_4}$, así:

$$0.37 \text{ mol de } ZnSO_4 = 0.37 \text{ mol de Zn}$$

5. Como se pide la cantidad en masa, 0.37 mol Zn:

$$(0.37 \text{ mol Zn})\frac{65.4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 24 \text{ g Zn}$$

6. Es conveniente realizar los cálculos utilizando siempre un factor de conversión. Para resolver el problema anterior, se plantearía de la siguiente forma:

$$60 \text{ g } ZnSO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } ZnSO_4}{161.4 \text{ g } ZnSO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol } ZnSO_4} \cdot \frac{65.4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 24 \text{ g Zn}$$

Cálculo en volumen

Consiste en calcular el volumen obtenido o el volumen necesario en las reacciones donde intervienen gases. Al realizar los cálculos es indispensable tener en cuenta las leyes (ecuaciones) de los gases. Si se emplean condiciones normales de presión (una atmósfera) y temperatura (273 K), la ecuación indica los volúmenes de los gases participantes.

Por ejemplo, el hidrógeno (H_2), al reaccionar con el oxígeno (O_2), forma agua (H_2O). Así, es posible determinar el volumen de oxígeno medido en condiciones normales necesario para reaccionar con 50 litros de hidrógeno también en condiciones normales de presión y temperatura. En este caso, como se pide el volumen, se debe recordar que cada molécula gramo o mol (masa igual a la masa molecular) ocupa un volumen denominado volumen gramo molecular (VGM),

que es igual para todos los gases en condiciones normales, y cuyo valor es 22.4 L. Por lo tanto, una mol de oxígeno (32 g) ocupará 22.4 L en condiciones normales. Así:

1. Anota la ecuación química y balancéala:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

2. Calcula el número de moles de hidrógeno:

$$50 \text{ L de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{22.4 \text{ L } H_2} = 2.23 \text{ mol } H_2$$

3. De acuerdo con las proporciones de la reacción, tendremos:

$$2.23 \text{ L } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} = 1.115 \text{ mol } O_2$$

4. Así, el volumen del oxígeno será:

$$1.115 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{22.4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 25 \text{ L } O_2$$

5. Si utilizas un factor de conversión, tendrás:

$$50 \text{ L } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{22.4 \text{ L } H_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{22.4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 25 \text{ L } O_2$$

Actividades

Resuelve los siguientes ejercicios:

1. Balancea estas ecuaciones químicas:

a) $H_2S + Pb \rightarrow PbS + H_2$
b) $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$
c) $NaCl + H_2SO_4 + MnO_2 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + Cl_2$
d) $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow NaCl + BaSO_4$

2. El hierro reacciona con el oxígeno del aire y genera óxido de hierro (III). Escribe y balancea la ecuación y calcula la cantidad, en gramos, de óxido de hierro (III) que se obtiene al reaccionar 45 g de hierro.

3. El butano (C_4H_{10}) es un gas que se oxida en presencia del oxígeno del aire y produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). *a)* Escribe y balancea la ecuación. *b)* Si se oxidan 40 L de butano medido en condiciones normales con el oxígeno necesario, calcula la cantidad en gramos de dióxido de carbono (CO_2) que se libera a la atmósfera.

4. ¿Qué masa de hierro es necesaria para obtener, mediante la reacción con ácido clorhídrico (HCl), 30 L de hidrógeno en condiciones normales? Supón que se forma cloruro de hierro (II).

4.2 Petróleo, un tesoro de materiales y de energía

La palabra *petróleo* viene del vocablo latino *petroleum*, que significa "aceite de roca". A simple vista el petróleo es una sustancia viscosa, olorosa, negra o amarillenta que se encuentra en las profundidades de la Tierra. El petróleo y el gas natural se formaron de los restos fósiles de seres vegetales y animales que vivieron hace millones de años en los antiguos océanos poco profundos, cuya desintegración se efectuó en condiciones extremas de temperatura y presión (figura 4.25). Vale la pena señalar que el carbón mineral difiere en su formación porque proviene de plantas de tierra firme.

El gas natural se forma de gran cantidad de metano, y en menor proporción, de cadenas longitudinales de dos a cinco átomos de carbono. El gas natural fluye con mucha facilidad a través de tuberías y se emplea fundamentalmente como combustible y materia prima para la elaboración de otros compuestos orgánicos menores.

El petróleo es una mezcla compuesta básicamente por alcanos, alcanos cíclicos y compuestos orgánicos que con-

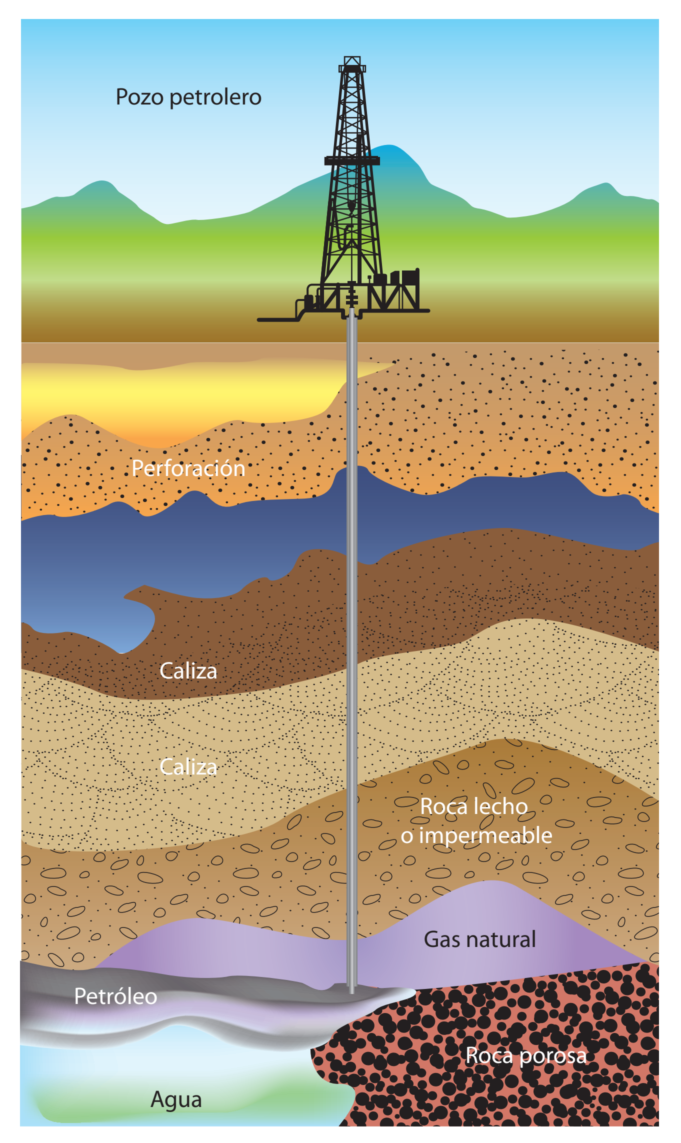


Figura 4.25 Perforación de un pozo petrolero. Cuando el petróleo ya no sale a presión, puede inyectarse agua con sal para mejorar la extracción.

tienen azufre o nitrógeno. Algunos de los productos que se obtienen del petróleo son gasolina, combustible para aviones, queroseno, diesel, aceite combustible, asfalto, aceites lubricantes, fibras, hule artificial, plásticos, perfumes, explosivos, alimentos, fertilizantes, pinturas, textiles y medicamentos, entre otros.

4.2.1 Importancia del petróleo para México

En México, la importancia del petróleo se debe a que proporciona las materias primas para innumerables productos, y es una fuente esencial de energía barata; también es un recurso no renovable y además limitado. Sabemos que de seguir el ritmo de consumo actual, el petróleo se agotará. ¿Qué opinas, podremos continuar sosteniendo la economía del país con nuestras reservas de petróleo? La tabla 4.2 indica las reservas probadas de petróleo de 2003 a 2007 en millones de barriles.

Tabla 4.2 Ejemplos de las reservas probadas de petróleo crudo y gas natural.

2003	2004	2005	2006	2007
18.9	17.6	16.5	15.5	14.7

Fuentes: Pemex, indicadores petroleros, febrero 2009, www.eia.doe.gov y www.pemex.com

Desafortunadamente, al finalizar 2008 la producción en México bajó en forma significativa y aún continúa en declive; la producción actual de 2 millones 912 mil barriles diarios se calcula que se reduzca a 2 millones 750 mil barriles diarios, lo que implica un decremento de 162 000 barriles. En el año 2007 nuestro país produjo un total de 2 907.1 millones de barriles de petróleo crudo. Sin embargo, en 2006 México producía 3 millones 683 mil barriles diarios de petróleo crudo, por lo que ocupaba el primer lugar en el continente, seguido por Estados Unidos y Venezuela. El promedio de las exportaciones de 2007 fueron de un millón 686 mil barriles diarios, como se observa en la figura 4.26. ¿En qué porcentaje se redujo la producción entre 2006 y 2007?

Las divisas de las exportaciones a finales del 2007 alcanzaron un valor de 42 mil 584 millones de dólares con una exportación de un millón 686 mil barriles diarios, como podemos observar en la figura 4.27.

México produce principalmente tres clases de crudo:

- **Olmeca** Muy ligero. Posee una densidad de 39.3° API y 0.8% de azufre.
- **Istmo** Crudo ligero con densidad de 33.6° API y 1.3% de contenido total de azufre.
- **Maya** Petróleo crudo pesado. Tiene una densidad de 22° API y un contenido de azufre de 3.3%.

Los tres tipos de petróleo se distinguen por su densidad y contenido de azufre; el olmeca es el de mejor calidad pues contiene menor cantidad de azufre y presenta mayor densidad.

En México, los campos de exploración y producción petrolífera están distribuidos en el siguiente ámbito geográfico:

- Región Norte: Poza Rica, Veracruz.
- Región Sur: Villahermosa, Tabasco.
- Región Marina Noreste y Región Marina Suroeste: Ciudad del Carmen, Campeche.

En la actualidad, México cuenta con seis refinerías que se encuentran en Cadereyta, Nuevo León; Ciudad Madero, Tamaulipas; Minatitlán, Veracruz; Salamanca, Guanajuato; Salina Cruz, Oaxaca y Tula, Hidalgo. Los sistemas de oleoductos se ubican en Palma Sola, Veracruz; Salamanca, Guanajuato; Minatitlán, Veracruz; Salina Cruz, Oaxaca; Ciudad Pemex, Tabasco; Torreón, Coahuila y Chihuahua, Chihuahua.

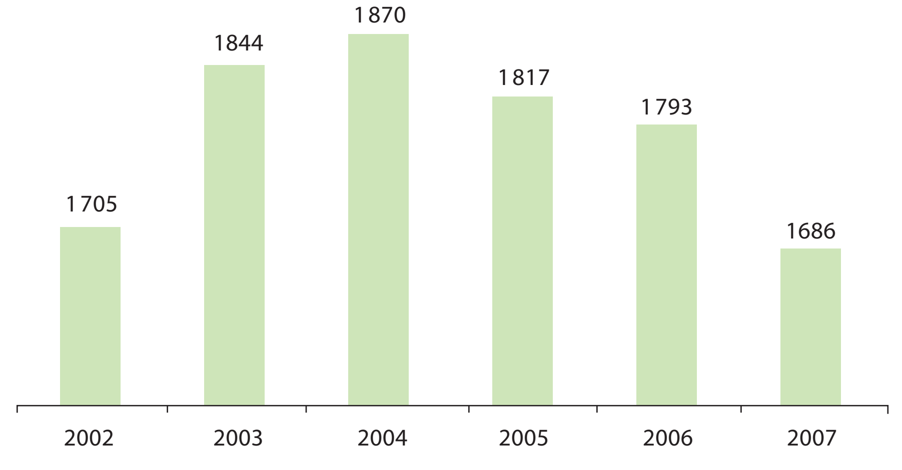


Figura 4.26 Volumen de las exportaciones (miles de barriles). Fuente: PEMEX.

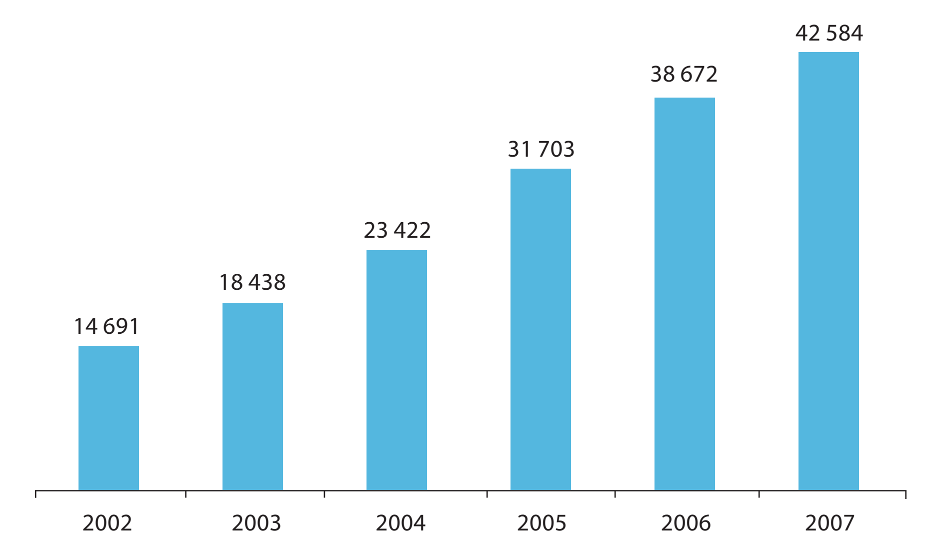


Figura 4.27 Valor de las exportaciones (millones de dólares). Fuente: PEMEX.

Práctica de laboratorio

Refinación del petróleo

Objetivo

Realizar un experimento sobre la identificación de productos de la destilación fraccionada del petróleo.

Material

Dos soportes universales (uno con anillo de hierro), un vaso de precipitados, tela de alambre asbestada, termómetro, 2 pinzas de bureta, manguera de hule, matraz de destilación, tapón de hule horadado, refrigerante o condensador, 5 tubos de ensayo, mechero Bunsen, 100 mL de petróleo y agua.

Hipótesis

¿Mediante el proceso de destilación puedo identificar los componentes del petróleo? Justifica tu respuesta.



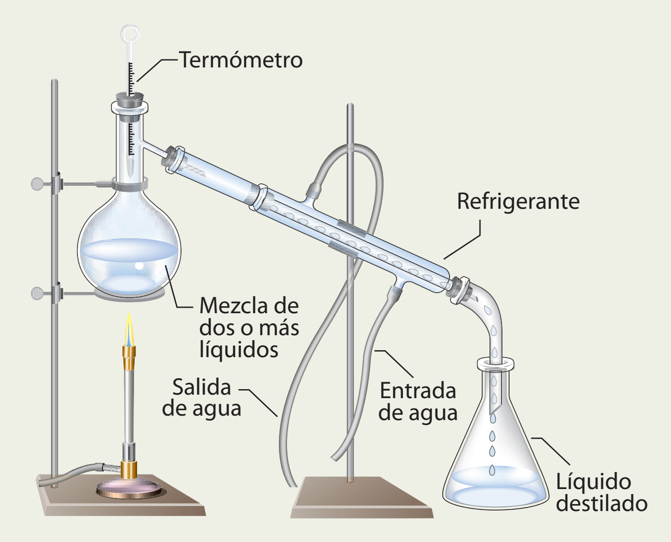
¡Cuidado!

- Mantén el petróleo lejos de las llamas y no calentar arriba de los 280°C.
- Los vapores son inflamables.

Procedimiento

[El profesor llevará a cabo esta actividad para que sea observada por el grupo.]

1. En el matraz de destilación se coloca la mezcla de petróleo crudo, se humedece el orificio del tapón de hule y se introduce, con cuidado, el termómetro; se tapa perfectamente el matraz con el tapón que tiene insertado el termómetro.
2. Se monta el dispositivo de destilación, como se muestra:



3. Se calienta suavemente la mezcla a través de la tela de alambre con asbesto. Cuando la destilación empiece, recoger por separado en los tubos de ensayo, por lo menos cuatro fracciones diferentes, anotando las temperaturas registradas en el momento de colectar las primeras gotas de destilado.
4. Durante la separación de los componentes del petróleo la temperatura se deberá mantener constante. Se debe tener cuidado con el manejo del mechero, porque los vapores de las sustancias destiladas son inflamables.
5. Terminada la destilación, observa y analiza las características de las muestras obtenidas, y con ayuda de las temperaturas que se obtuvieron, trata de encontrar un nombre para cada fracción destilada, investigando sobre los derivados del petróleo.



Limpieza y manejo de residuos

Deposita los líquidos sin usar en los recipientes especificados por el profesor.

Análisis

1. ¿Por qué fue posible separar cada producto?
2. ¿Cuál de los productos fue el primero en evaporarse y condensarse? ¿En qué orden se evaporaron y condensaron los demás?
3. ¿A qué se debe que la composición del petróleo no sea uniforme en todas las regiones de la Tierra?

Compara tu hipótesis

1. Explica lo que sucedió en los experimentos que realizaste.
2. Compara tus resultados con la hipótesis inicial.

Aplicación

1. ¿Qué importancia tiene el petróleo como combustible y como materia prima?
2. ¿Cómo crees que se pueda aprovechar mejor el petróleo disponible?
3. ¿Qué tipo de materiales se producen a partir del petróleo? ¿Cuál es la importancia de dichos materiales desde el punto de vista tecnológico y de la calidad de vida de las personas?

Conclusiones

Comenta y analiza los resultados de esta actividad, y obtén conclusiones finales que anotarás en tu cuaderno.

4.2.2 Hidrocarburos: alcanos, alquenos y alquinos

Los **hidrocarburos** son compuestos orgánicos cuyas moléculas se integran de átomos de carbono e hidrógeno, lo que origina su nombre. Están presentes en el gas natural, el petróleo y los depósitos de carbón.

Hay una enorme variedad de hidrocarburos, pues el carbono (C) se enlaza fácilmente con otros átomos de carbono y forma cadenas muy largas.

Los científicos descubrieron que un átomo de carbono forma cuatro enlaces al unirse con otros átomos. Por lo tanto, el átomo de carbono tiene una valencia o capacidad de combinación igual a cuatro, es decir, se puede unir a cuatro átomos iguales o diferentes. El químico alemán Kekulé propuso emplear guiones para representar gráficamente esta capacidad de combinación.

En los hidrocarburos, la unión de los átomos de carbono puede ser por enlace o ligadura sencilla, doble o triple, tal como lo muestra la figura 4.28.

Los hidrocarburos se clasifican en **saturados** y **no saturados**. Éstos, a su vez, pueden ser de doble o triple ligadura. Los hidrocarburos saturados se llaman **alcanos**, los de doble ligadura **alquenos,** y los de triple ligadura **alquinos** o acetilénicos. La figura 4.29 muestra la clasificación general de los hidrocarburos.

Alcanos (fórmula general: C_nH_{2n+2})

Se les llama también hidrocarburos saturados o **alifáticos**, así como serie de las **parafinas**. Los forman cadenas de carbono enlazadas entre sí por uniones sencillas de carbono; el resto de sus enlaces se encuentra saturado de hidrógeno. Su fórmula general es C_nH_{2n+2}, donde *n* es número de átomos de carbono.

El compuesto más sencillo de la serie de los alcanos o parafinas es el **metano,** formado por un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno, cuya fórmula condensada es (CH_4); la fórmula desarrollada se muestra en la figura 4.30, así como algunas representaciones de sus espaciales.

Le seguiría el **etano**, con dos átomos de carbono y seis de hidrógeno; su fórmulas condensada es (C_2H_6); la semidesarrollada es (CH_3-CH_3) y la desarrollada se muestra en la figura 4.31, así como sus representaciones espaciales.

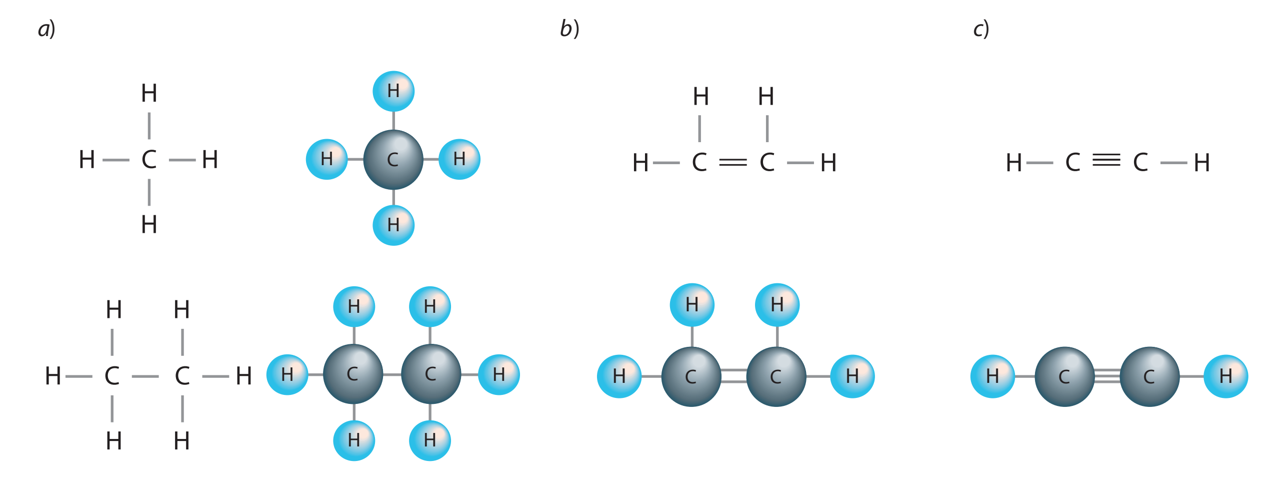


Figura 4.28 Tipos de enlace en los hidrocarburos: *a*) Enlace o ligadura sencilla: es una unión covalente en la que se comparten un par de electrones, como en el caso del metano (CH_4) y el etano (CH_3–CH_3). *b*) Enlace doble: se comparten dos pares de electrones, como en el caso del etileno (CH_2=CH_2). *c*) Enlace triple: se comparten tres pares de electrones, como en el acetileno (CH≡CH).

El siguiente compuesto de la serie es el **propano,** que tiene tres átomos de carbono y ocho átomos de hidrógeno; sus fórmulas condensada (C_3H_8), semidesarrollada (CH_3–CH_2–CH_3) y desarrollada aparecen en la figura 4.32.

Después se halla el **butano**, con cuatro átomos de carbono y diez átomos de hidrógeno; sus fórmulas condensada (C_4H_{10}), semidesarrollada (CH_3–CH_2–CH_2–CH_3) y desarrollada aparecen en la figura 4.33.

Si se siguen uniendo átomos de carbono con sus respectivos hidrógenos, se originan largas cadenas de alcanos, de estructura similar a los cuatro primeros compuestos de la serie. Pero a partir del hidrocarburo con cinco átomos de carbono, y en adelante, los compuestos se enumeran mediante el prefijo que indica el número correspondiente a los átomos de carbono más la terminación *-ano*.

Al ir aumentando el tamaño de las moléculas de los hidrocarburos, también se incrementan los puntos de fusión y de ebullición. Por lo tanto, los primeros hidrocarburos son gaseosos a temperatura ambiente, y los demás ya son líquidos o sólidos. Los cuatro primeros de la serie son gases (metano, etano, propano y butano; a partir del pentano y hasta el pentadecano ($C_{15}H_{32}$) son líquidos; del hexadecano ($C_{16}H_{34}$) en adelante son sólidos (tabla 4.3).

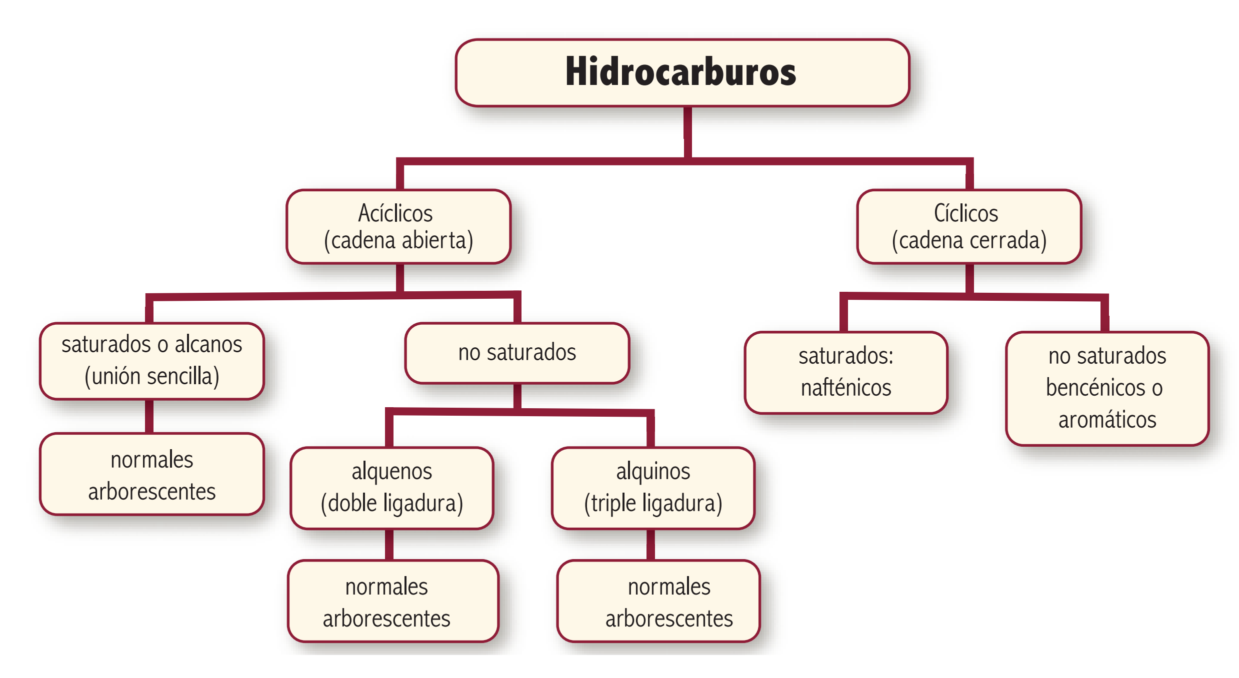


Figura 4.29 Clasificación de los hidrocarburos.

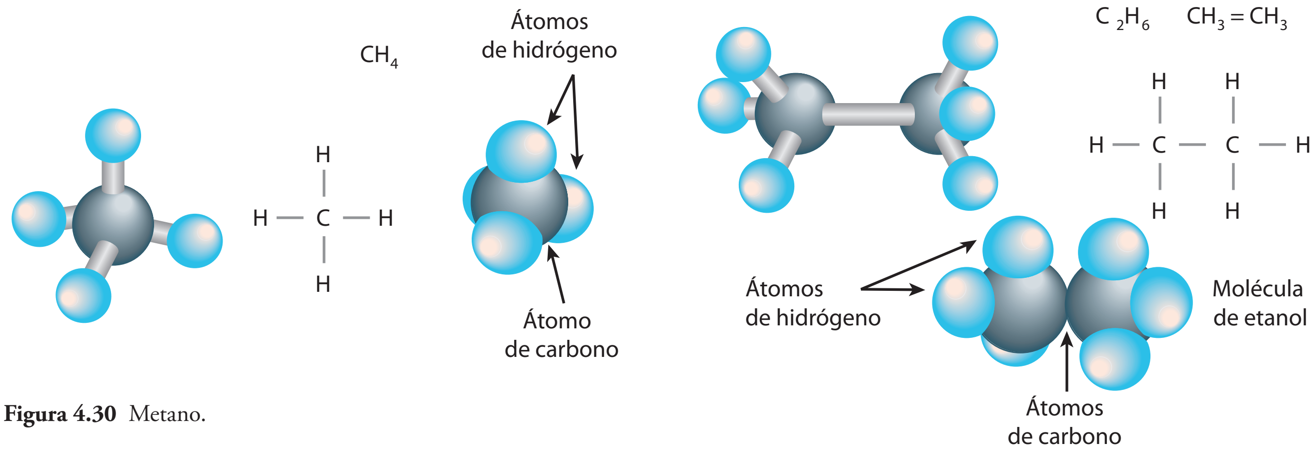


Figura 4.30 Metano.

Figura 4.31 Etano.

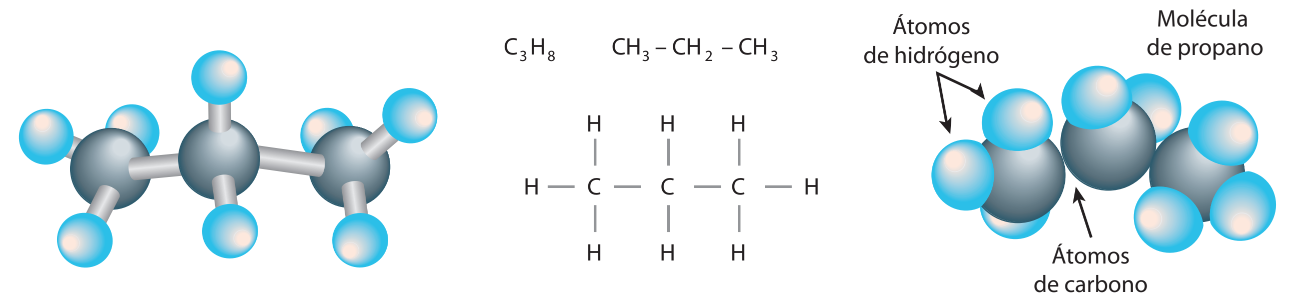


Figura 4.32 Propano.

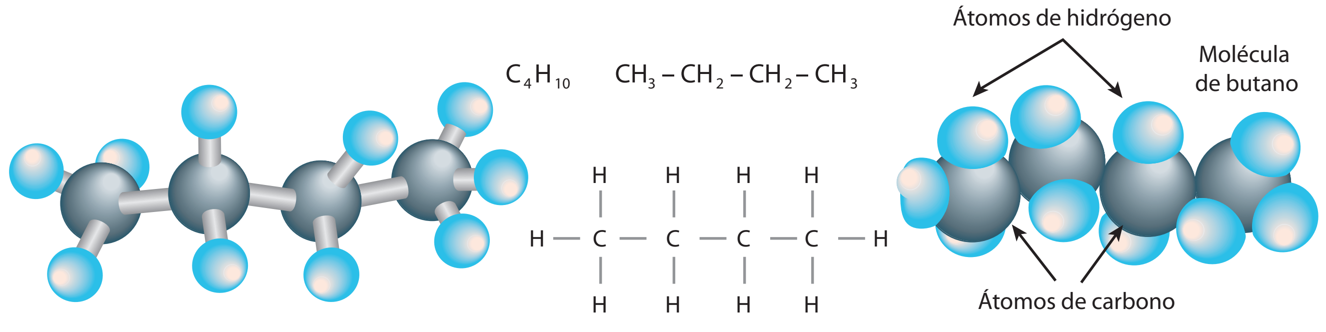


Figura 4.33 Butano.

Tabla 4.3 Algunas propiedades de los alcanos.

Número de carbonos	Alcano	Fórmula condensada	Estado físico	Punto de fusión (ºC)	Punto de ebullición (ºC)	Densidad (g/mL)
1	Metano	CH_4	Gas	−182.5	−164.0	0.5547
2	Etano	C_2H_6	Gas	−183.3	−88.6	0.509
3	Propano	C_3H_8	Gas	−189.7	−42.1	0.5005
4	n-butano	C_4H_{10}	Gas	−138.3	−0.5	0.5788
5	n-pentano	C_5H_{12}	Líquido	−129.7	36.1	0.6262
6	n-hexano	C_6H_{14}	Líquido	−95.0	68.9	0.6603
7	n-heptano	C_7H_{16}	Líquido	−90.6	98.4	0.6837
8	n-octano	C_8H_{18}	Líquido	−56.8	125.7	0.7025
9	n-nonano	C_9H_{20}	Líquido	−51.0	150.8	0.7176
10	n-decano	$C_{10}H_{22}$	Líquido	−29.7	174.1	0.7300
20	n-eicosano	$C_{20}H_{42}$	Sólido	−36.8	343.0	0.7886

Los alcanos son incoloros y generalmente inodoros, pero el metano tiene olor aliáceo (sabor y olor a ajo). Son prácticamente insolubles en agua y solubles en alcohol, éter y benceno, y representan la fuente más abundante de combustibles.

En los hidrocarburos saturados, o alcanos, se observan dos tipos de carbonos: los carbonos secundarios o centrales, que tienen dos átomos de hidrógeno y los carbonos primarios o de los extremos, con tres átomos de hidrógeno:

```
     H    H    H    H    H
     |    |    |    |    |
H —  C —  C —  C —  C —  C — H
     |    |    |    |    |
     H    H    H    H    H
```

Carbón primario — Carbonos secundarios — Carbón primario

Aplicaciones de los alcanos El metano (CH_4) es el componente más importante del gas natural (del 80 a 85% de éste); el etano (C_2H_6), propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}) se envasan en tanques para ser utilizados, como el gas destinado a las estufas domésticas (figura 4.34).

En general, el empleo de los alcanos es relevante pues se destinan como combustibles para uso industrial y doméstico y como carburantes de algunos motores. Constituyen una fuente de energía y también son materia prima para la industria química. También se usan como disolventes, en la extracción de aceites de las semillas de maíz y algodón.

Alquenos (fórmula general: C_nH_{2n})

Estos compuestos son hidrocarburos no saturados, ya que no todos sus átomos de carbono están "ocupados" por átomos de hidrógeno, como en el caso de los alcanos, por lo que en algún punto, entre carbono y carbono presentan un doble enlace para que cada uno de los carbonos conserve sus cuatro enlaces.

Para nombrar a los alquenos se siguen las mismas reglas que para los alcanos, con la diferencia de que se cambia la terminación *-ano* por *-eno*. Así, el primer término de la serie homóloga es el eteno o etileno, derivado del etano, al que se le han eliminado dos hidrógenos:

```
     H   H          H       H
     |   |           \     /
H —  C — C — H        C = C
     |   |           /     \
     H   H          H       H
```

Etano

Fórmula desarrollada — $CH_2 = CH_2$ Fórmula semidesarrollada — C_2H_4 Fórmula condensada

Eteno

El segundo término de la serie es el propeno, derivado del propano:

```
     H   H   H
     |   |   |
H —  C — C — C — H
     |   |   |
     H   H   H
```

Propano

```
H       H   H
 \      |   |
  C  =  C — C — H
 /          |
H           H
```

Fórmula desarrollada — $CH_2 = CH — CH_3$ Fórmula semidesarrollada — C_3H_6 Fórmula condensada

Propeno

Otros miembros de la serie de los alquenos se presentan en la tabla 4.4 de la siguiente página. ¿Puedes completar los datos faltantes?

Alquinos (fórmula general: C_nH_{2n-2})

Estos hidrocarburos también son llamados **acetilénicos** o **etínicos**. La diferencia con las dos series anteriores, es que en su cadena tienen carbonos unidos mediante tres enlaces:

$$–C{\equiv}C–$$

Por lo tanto, son hidrocarburos no saturados, y pueden considerarse derivados de los hidrocarburos saturados, por sustitución de cuatro hidrógenos en carbonos vecinos.

Para nombrar a los alquinos se siguen las mismas reglas que para los alcanos, con la diferencia de que se cambia la terminación *-ano* por *-ino*.

```
     H   H   H   H                      H   H
     |   |   |   |                      |   |
H —  C — C — C — C — H     H — C ≡ C —  C — C — H
     |   |   |   |                      |   |
     H   H   H   H                      H   H
```

Butano — **Butino**

Etino o acetileno	$H—C{\equiv}C—H$	$CH{\equiv}CH$
Butino	$CH{\equiv}C—CH_2—CH_3$	
Pentino	$CH{\equiv}C—CH_2—CH_2—CH_3$	



Figura 4.34 Tanques de gas combustible para uso doméstico. Los de este modelo son los más usuales, debido a su fácil manejo y transporte.

Tabla 4.4 Fórmulas de algunos alquenos.

Número de carbonos	Prefijo	Nombre	Fórmula condensada	Fórmula semidesarrollada	Fórmula desarrollada
4	But				H H H H | | | | C=C — C — C — H | | | H H H
5	Pent			$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$	
6	Hex				H H H H | | | | H— C — C — C — C — C = C — H | | | | | | H H H H H H

Actividades

1. Con base en las fórmulas anteriores de los alquinos, escribe las fórmulas condensadas del etino o acetileno, del butino y del pentino.
2. Si la fórmula condensada del hexeno es (C_6H_{10}), escribe su fórmula desarrollada.

El **eteno** o **etileno**, $CH_2{=}CH_2$, es un gas incoloro, con un olor muy especial, dulce. Se usa en la industria agrícola para colorear las frutas maduras expuestas a su acción mediante un proceso especial; en las grandes industrias es materia prima para obtener una serie de disolventes orgánicos de grasas, lacas y resina.

El **etino** o **acetileno**, $CH{\equiv}CH$, es un gas venenoso, incoloro, empleado en la iluminación y el soplete oxiacetilénico (mezcla de oxígeno y acetileno), que alcanza temperaturas de 3 000°C; se emplea en la soldadura autógena y en el corte de placas de hierro y acero.

Hidrocarburos arborescentes o ramificados

Al unirse entre sí, los átomos de carbono van formando el *esqueleto* o *cadena de un compuesto*. Estas cadenas pueden ser



Figura 4.35 Entre otros usos, el acetileno se utiliza en soldadura autógena o cortes de placas de acero, pues alcanza temperaturas de 3 000°C.

Nombre de los hidrocarburos

Ya se mencionó cómo deben nombrarse genéricamente los alcanos, alquenos y alquinos. Sin embargo, en el caso de alquinos y alquinos, se debe indicar en qué átomo de carbono se encuentran los enlaces, doble (alquenos) o triple (alquinos), porque existen compuestos cuya fórmula condensada es igual, pero difieren en el sitio donde se localiza el doble o triple enlace en las fórmulas semidesarrolladas y desarrolladas.

Para distinguir estas moléculas, se numeran los átomos de carbono y el número más cercano al doble o triple enlace es el que le da el nombre al compuesto, ya que el número indica en qué átomo de carbono se encuentran el enlace respectivo. Por ejemplo, en el caso del buteno:

$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$
1 2 3 4
1-buteno
(Fórmula semidesarrollada)
Fórmula condensada: C_4H_8

$CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$
1 2 3 4
2-buteno
(Fórmula semidesarrollada)
Fórmula condensada: C_4H_8

lineales (como las ya estudiadas) o *arborescentes*, llamadas así porque presentan *ramificaciones*, es decir, unas cadenas de átomos de carbono se unen a la cadena principal, y al hacerlo, eliminan un hidrógeno de ella:

```
                Arborescencias
        |                              |    |    |
      — C —                          — C — C — C —
   |    |    |    |    |    |    |    |    |
 — C — C — C — C — C — C — C —
   |    |    |    |    |    |    |
      — C —                         Cadena principal
        |
```

Ejemplo:

```
                          Arborescencia      CH3
                                              |
CH3 — CH2 — CH — CH2 — CH — CH3
                 |
Arborescencia   CH2              Cadena principal
                 |
                CH3
```

4.2.3 Combustiones y calor de combustión

Como ya se mencionó, la **combustión** requiere un combustible, un medio gaseoso y una temperatura adecuada que permita iniciarla. Un combustible es una sustancia que al quemarse libera calor. Los combustibles domésticos como carbón, gasolina, gas, petróleo, alcohol, etc., poseen un contenido muy alto de carbono. El oxígeno es el comburente (activa la combustión); al quemarse, los combustibles generan productos finales como dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y liberan calor.

Actividades

Contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Sabes por qué el carbón y el petróleo se consideran combustibles fósiles? Explica.
2. ¿Por qué ambos compuestos son tan importantes para la sociedad? Explica.
3. ¿Qué problemas enfrentamos con respecto a ellos?
4. ¿Qué combustibles se usan en el mundo actualmente? ¿Cómo se usan? ¿De dónde vienen?

La mayor parte de la energía que consume la sociedad se obtiene a partir del petróleo crudo, el gas natural y el carbón. La reacción que producen al combinarse con el oxígeno del aire es **exotérmica**, o sea, que libera energía (luz y calor). En la reacción de combustión del metano (CH_4) se rompen y producen enlaces, pero el número de éstos permanece igual, tanto en reactivos como en productos. La ecuación balanceada de esta reacción es:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + \text{energía}$$

La ecuación escrita con fórmulas desarrolladas nos permite ver los enlaces químicos que se rompen y los que se forman:

```
      H
      |
H — C — H  +  2 O═O  ──►  O — C — O  +  2 H — O — H
      |
      H
```

Como puedes observar, en esta reacción se rompen cuatro enlaces C–H y dos enlaces O═O, y se forman dos enlaces C–O y cuatro enlaces O–H.

El calor que desprende esta reacción se puede medir con una bomba calorimétrica (figura 4.36). En este aparato se utiliza, en primer lugar, una mecha para inducir eléctricamente la ignición; una vez iniciada la reacción, se libera energía calorífica, que se difunde en el agua atravesando las paredes del calorímetro. En el caso de la combustión del metano, se tiene que por cada mol de metano (16 g) se obtienen 891 kJ de energía.

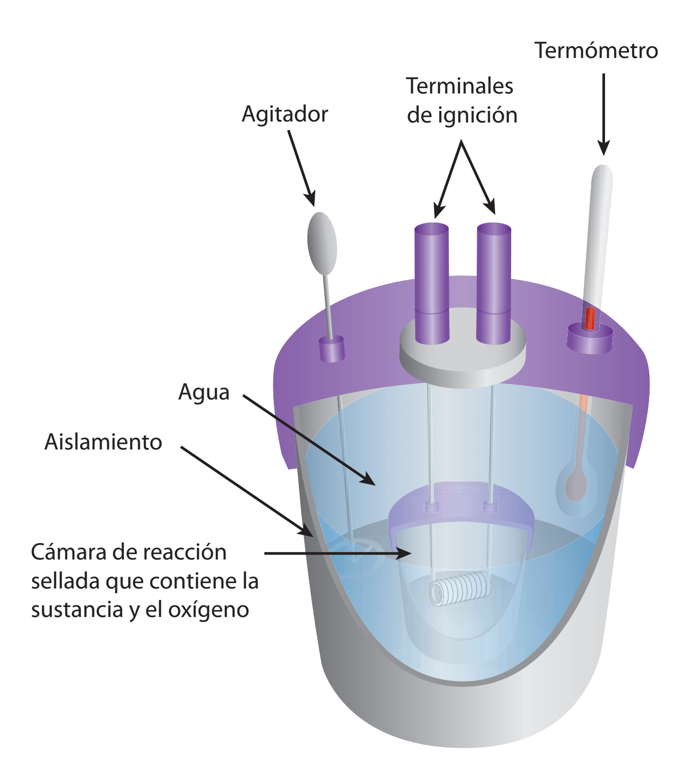


Figura 4.36 Las reacciones dentro de la cámara central de una bomba calorimétrica se realizan a volumen constante. La muestra de una masa conocida se activa mediante una chispa eléctrica y arde en exceso de oxígeno. El calor liberado se transfiere a una masa de agua ubicada en la cámara exterior.

Cálculo del calor de combustión a partir de las entalpías de enlace

Como vimos, en la reacción química de la combustión del metano se rompen y se forman enlaces, pero, ¿cómo se calcula la energía necesaria para romper o formar esos enlaces? En la tabla 4.5 se enuncian algunos ejemplos de las entalpías que se requieren para romper un mol de los enlaces químicos indicados. Calcula el calor de combustión de un mol del metano a partir de sus energías de enlace.

Tabla 4.5 Entalpías de enlace.

Enlace	Entalpía de enlace (kJ/mol de enlaces)	Enlace	Entalpía de enlace (kJ/mol de enlaces)
C–H	413	H–H	436
O–H	482	C=O	743
O=O	494	C=C	835
C–C	612	C≡O	801
H–H	436	H–F	563
C–O	351	H–Cl	432

Partiendo de la ecuación química balanceada y de la desarrollada:

- Para romper enlaces:

  4 enlaces CH: $E = 4 \times 413$ kJ/mol = 1 652 kJ/mol
  2 enlaces O=O: $E = 2 \times 494$ kJ/mol = 988 kJ/mol
  Energía total requerida para romper los enlaces: 2 640 kJ/mol

- Para formar enlaces:

  2 enlaces C≡O: $E = 2 \times -801$ kJ/mol = −1 602 kJ/mol
  4 enlaces O–H: $E = 4 \times -482$ kJ/mol = −1 928 kJ/mol
  Energía total liberada: – 3 530 kJ/mol

Como puedes darte cuenta, la energía liberada al formarse los enlaces nuevos es mayor que la energía requerida para romper los enlaces, por lo que la reacción es exotérmica. Por lo tanto, al restar, tenemos:

El calor de combustión = −3 530 kJ/mol + 2 640 kJ/mol = −890 kJ/mol para un mol de metano.

Actividades

Con los datos de las entalpías de enlace (tabla 4.5), resuelve los ejercicios:

1. Calcula el calor de un mol del etano (C_2H_6) a partir de sus entalpías de enlace.
2. Determina el calor de 3 moles de metano (CH_4) a partir de sus entalpías de enlace.

4.2.4 Refinación del petróleo

Casi la mitad de las reservas mundiales del petróleo crudo se localizan en el Medio Oriente. Las compañías petroleras tienen como actividades fundamentales la exploración, extracción y refinación; la primera consiste en determinar la ubicación de los yacimientos petroleros.

En la mayoría de las zonas petroleras importantes, el suelo no proporciona, a simple vista, indicios de la existencia del petróleo; por ello se perfora un pozo exploratorio y parte del material extraído se envía al laboratorio y se estudia detalladamente con respecto a su porosidad, permeabilidad, rastros de petróleo o gas, etcétera.

La gran demanda de petróleo ha provocado el agotamiento de varios yacimientos. Actualmente, mucho del petróleo que se consume se extrae de yacimientos situados en el fondo del mar.

A la sustancia recién extraída se le llama petróleo crudo, el cual no puede utilizarse como combustible sino hasta después de la **refinación**, proceso que se realiza en las refinerías. Este petróleo se transporta desde el sitio de extracción hasta las refinerías en buques petroleros o por oleoductos.

Las diferentes sustancias que constituyen el petróleo crudo se separan sometiéndolo a un proceso de destilación fraccionada, basado en que cada fracción tiene diferentes puntos de ebullición. Este proceso se realiza en una torre de destilación de diferentes niveles, conectado cada uno a un recipiente separado (figura 4.37).

Al calentar el petróleo crudo, sus vapores ascienden por la torre, se enfrían y se condensan; la sustancia con mayor punto de ebullición se condensa en la parte baja de la torre, donde hay mayor temperatura; la sustancia con menor punto de ebullición se condensa en la parte alta de la torre, donde la temperatura es menor, de tal manera que cada sustancia se va separando según su punto de ebullición y se recoge en el recipiente respectivo. La tabla 4.6 muestra los productos obtenidos de la refinación del petróleo.

Tabla 4.6 Productos obtenidos a partir de la refinación del petróleo.

Nombre	Número de carbonos	Rango de ebullición (ºC)	Empleo
Gases	C_1 a C_4	Menos de 30	Combustible, materia prima para fabricación de plásticos.
Gasolina	C_5 a C_{12}	De 30 a 180	Combustible para autos.
Naftas	C_5 a C_6	De 110 a 195	Disolvente.
Keroseno	C_{12} a C_{16}	170 a 290	Combustible para aviones.
Gas óleo	C_{16} a C_{18}	260 a 350	Combustible (diesel).
Aceite lubricante	C_{18} a C_{20}	Mayor que 350	Lubricación.
Residuos	C_{20} a C_{30}	Sólido	Alquitrán, asfalto, parafina.

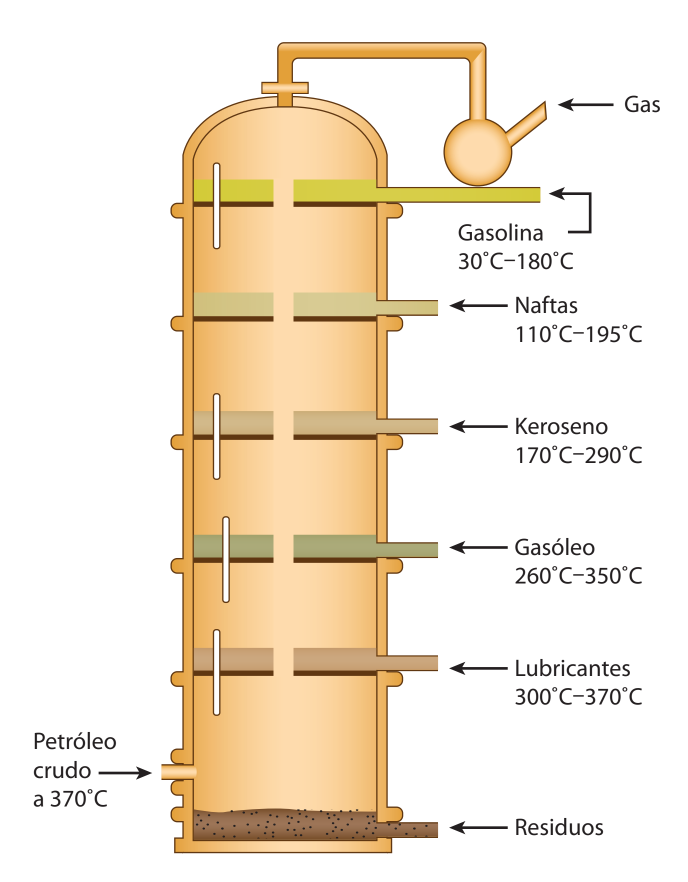


Figura 4.37 Productos obtenidos a partir de la refinación del petróleo, indispensables en la actualidad.

Cada uno de estos productos tiene aplicaciones específicas, según los recursos y situación geográfica de cada país. Por ejemplo, el aceite combustible proporciona calor durante los meses de invierno, y su ausencia ocasionaría muchos problemas en los países con temperaturas bajas; la gasolina posibilita todo tipo de transportes de personas y mercancías; los automóviles, aviones, trenes, barcos y motos necesitan un combustible que proporcione energía a sus máquinas; los aceites lubricantes y las grasas se utilizan en todas las máquinas con partes móviles, pues sin lubricación se destruirían; el asfalto es importante en las vías terrestres de comunicación.

Hemos visto una pequeña cantidad de la gran diversidad de productos que se obtienen mediante la destilación fraccionada del petróleo; sin embargo, debido al enorme avance científico logrado sobre los inventos basados en el petróleo, ha nacido una nueva industria llamada petroquímica.

4.2.5 Petróleo: fuente de materias primas

La petroquímica es la industria de los subproductos del petróleo útiles para el hombre; es una actividad fundamental para la economía de los países que poseen petróleo. En 1930 la petroquímica se limitaba a la producción de alcoholes y cetonas empleados como disolventes. Durante la Segunda Guerra Mundial se inició la época de los polímeros sintéticos (plásticos y fibras sintéticas, como poliéster y nailon).

Un avance importante en 1940 fue la producción de hidrógeno en cantidades industriales, lo que posibilitó el desarrollo de los fertilizantes nitrogenados con base en la síntesis directa del amoniaco (NH_3). Años después, con la obtención del benceno, tolueno, etc., se incrementó notablemente la industria de la refinación petroquímica, que multiplicó el número de los nuevos productos sintéticos.

Entre estos productos destacan los detergentes, plaguicidas, productos farmacéuticos y cosméticos, así como los plásticos, que incluyen pinturas, telas, hule, materiales de aislamiento, espumas, adhesivos y sustancias similares al vidrio. Se pueden obtener además, detergentes, proteínas diversas, así como gran cantidad de combustibles y disolventes.

Actualmente, el hombre está ligado a la petroquímica, pues mediante ella obtiene productos que satisfacen sus necesidades de habitación, vestido, salud, diversión, educación y alimentación.

Reflexiona

¿Cómo crees que las contribuciones de la química en el mundo hayan ayudado a sustituir los derivados del petróleo? ¿Qué debe hacer la industria petroquímica con respecto a la búsqueda de nuevas fuentes de energía? ¿Qué piensas sobre los beneficios y consecuencias de un posible cierre de las empresas petroquímicas?

4.2.6 Alquenos y su importancia en el mundo de los plásticos. Etileno y polietileno

Actualmente estamos inmersos en un mundo de plásticos cuyo origen son los alquenos. Los plásticos y las fibras sintéticas, como el poliéster y el nailon, son **polímeros**. Este vocablo proviene de las palabras griegas *poly* y *meros*, que significan, respectivamente, *mucho* y *parte*. Los polímeros son moléculas de masa molecular muy elevada, que se forman por la unión sucesiva de muchas unidades pequeñas, denominadas **monómeros**. El proceso de unión se denomina **polimerización**, que se logra mediante adición o condensación. A veces, la masa molecular de un polímero sobrepasa el millón de unidades de masa atómica. Cada polímero lo forman moléculas gigantes o macromoléculas.

En un polímero siempre existe un grupo de átomos, la unidad recurrente (monómeros), que se repite entre 50 y 50 000 veces. Por ejemplo, el polietileno se obtiene a partir del etileno, (C_2H_4), cuya fórmula semidesarrollada es $CH_2{=}CH_2$ y cuyo doble enlace entre carbono y carbono reacciona si se somete presión y temperatura altas, haciendo que las moléculas se unan entre ellas formando este polí-

mero, que es una sustancia sólida muy diferente del eteno (etileno), y cuyas moléculas pueden tener miles de átomos de carbono.

Para representar los polímeros se utilizan las siguientes fórmulas, por ejemplo, en el caso del polietileno, derivado del etileno, tenemos:

$$H_2C=CH_2 \longrightarrow -CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$$

Eteno o etileno   Polietileno

Escribir la fórmula desarrollada del polietileno puede resultar tedioso, así, se utiliza a menudo una fórmula corta para representar este compuesto:

$$H_2C=CH_2 \longrightarrow -[CH_2-CH_2]_n-$$

Eteno o etileno   Polietileno

Sin embargo, hay una forma más corta para escribirlo:

$$CH_2 = CH_2 \rightarrow -[CH_2-CH_2]_n-$$

Los polímeros son materiales que se empezaron a sintetizar en el siglo XX y que han tenido una gran difusión debido a su versatilidad en múltiples aplicaciones. En la obtención de polímeros artificiales se utilizan numerosas sustancias orgánicas como materia prima: caucho artificial, plásticos, fibras textiles, etc. Así, si se calienta caucho natural (tomado del árbol *Hevea brasilensis* de los valles del Amazonas, aunque también existe en las selvas del sureste de México y en Perú), se destila el hidrocarburo llamado isopreno.

Los polímeros son de tres clases:

- **Naturales** Se obtienen de los vegetales o animales; por ejemplo, almidón, celulosa, caucho natural (hule), proteínas y ácidos nucleicos.
- **Artificiales o semisintéticos** Se obtienen como resultado de cambios en los polímeros naturales, que se inducen mediante tratamientos químicos en varias etapas del proceso; por ejemplo, etonita, acetato de celulosa, rayón (xantato de celulosa), nitrocelulosa y caucho vulcanizado.
- **Sintéticos** Son resultado de varios procesos en los cuales se van uniendo monómeros de materias primas que controla el hombre (polimerización de materia prima de poco peso molecular); por ejemplo, nailon, polietileno y cloruro de polivinilo, entre otros.

Práctica de laboratorio

Polimerización de un adhesivo

Objetivo

Observar el cambio que se realiza en un polímero utilizando un adhesivo blanco.

Material

Agua destilada caliente (casi hirviendo), una cucharada de bórax (tetraborato de sodio decahidratado), alcohol polivinílico (pegamento blanco 850), 5 mL de ácido acético (vinagre), 2 vasos de precipitado chicos, un agitador de vidrio, una servilleta de papel, 2 cucharas grandes de plástico y una pequeña.

Hipótesis

¿Se pueden cambiar las propiedades del alcohol polivinílico agregando cierta cantidad de tetraborato de sodio decahidratado? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. En un vaso de precipitados coloca una cucharada de bórax.
2. Con mucho cuidado agrega cinco cucharadas del agua caliente, cuidando de no quemarte.
3. Revuelve con el agitador hasta disolver el bórax.
4. A esta disolución agrégale dos cucharadas de alcohol polivinílico (pegamento blanco).
5. Amásala y mézclala con tus dedos con mucho cuidado por si sigue caliente, y forma una pelota.
6. Sácala del agua y sécala con la servilleta de papel.
7. Corta un trozo chico de este producto y colócalo en el otro vaso de precipitado y agrega una cucharada pequeña de ácido acético (vinagre).



Manejo de residuos

Atiende las indicaciones del profesor sobre qué hacer con los residuos químicos.

Análisis

1. Describe las propiedades del producto obtenido. ¿Es un polímero? Y el adhesivo, ¿también es un polímero?
2. ¿Qué le ocurre al producto formado cuando le agregas vinagre? Anota tus observaciones.

Compara tu hipótesis

- Explica lo que sucedió en los experimentos que realizaste.
- Compara tus resultados con la hipótesis inicial.

Aplicación

Haz lo siguiente con la pelota formada:

1. Lánzala al piso con fuerza. ¿Qué ocurre?
2. Trata de jalarla o estirarla. ¿Qué sucede?
3. ¿Puede romperse?
4. Colócala sobre una superficie. ¿Cambia de forma?

Conclusión

Con ayuda del maestro, comenten y discutan con los compañeros sus respuestas y entre todos anoten una conclusión final sobre la polimerización del adhesivo, que anotarán en el pizarrón y en su cuaderno.

Varios elementos químicos, como el silicio, entre otros, también forman polímeros, llamados *polímeros inorgánicos*. La macromolécula que se obtiene como resultado de unir más de un tipo de moléculas (monómeros) se llama *copolímero*.

Reflexiona

Es difícil imaginar que exista alguna relación entre la clara del huevo y un envase de plástico de refresco, o entre una película fotográfica y el material genético de una célula. ¿Qué características en común crees que poseen las moléculas de estos materiales?

Según su comportamiento al someterlos al calor, los plásticos se clasifican en termoplásticos y termoestables:

Termoplásticos Al calentarse se ablandan y pueden moldearse o enrollarse. Es posible repetir el proceso en diversas ocasiones, de esta manera los materiales plásticos se pueden reciclar varias veces. Este comportamiento se debe a que las cadenas que forman el polímero no están ligadas unas con otras, y cuando reciben calor se deslizan entre ellas, por lo tanto, se liberan para cambiar de forma. Algunos ejemplos de termoplásticos son polietileno, polipropileno, PVC, poliéster y nailon.

Termoestables Éstos pueden moldearse en caliente mientras se polimerizan, pero una vez finalizado el proceso y endurecido el material, es imposible volver a moldearlo. Esto se debe a que mientras se polimeriza se forman enlaces entre sus moléculas, por lo que se crea una red que hace muy difícil volver a fundir el material, ya que si lo volvemos a calentar se romperá.

Entre los plásticos termoestables se encuentra, en primer lugar, la **baquelita** o las resinas fenólicas (PF), de color oscuro y que se utilizan en la fabricación de material eléctrico, como enchufes e interruptores; un segundo ejemplo es la **melamina**, resina (MF) que se emplea en la fabricación de material eléctrico, teléfonos, vajillas y vasos, ya que tiene la ventaja de incorporar todos los colores.

Elastómeros Son un tipo especial de polímeros. El caucho natural tiene pocas aplicaciones industriales, pero cuando se trata con azufre se vuelve elástico y moldeable: los átomos de azufre crean un enlace entre las cadenas del polímero. El proceso, llamado vulcanización, se utiliza en la fabricación de neumáticos y otros objetos. Según la cantidad de uniones de azufre (S–S), el polímero entrecruzado que se obtiene es un material elástico capaz de deformarse o estirarse y de recuperar su forma original.

Actividades

1. En equipos investiguen todo lo posible con respecto a residuos plásticos y su reciclado. Para ello, pueden consultar las siguientes fuentes:
   - Braun, D., *Métodos sencillos de identificación de plásticos*, Editorial Pulsar, España, 1990.
   - Morton-Jones, D.H., *Procesamiento de plásticos*, Limusa, Noriega Editores, México, 1993.
   - Ramírez P., *El reciclaje en México*, Instituto Nacional de Recicladores, A.C., México, 2000.
   - www.ine.gob.mx/ueajei/publicaciones/gacetas/422/envases.html
   - www.cientec.or.cr/ambiente/pdf/plasticos_materiales2003-CIENTEC.pdf
2. Debatan entre todo el grupo la información presentada, así como la importancia del reciclaje de plásticos. Citen ejemplos de cada caso.
3. Comenten y analicen los resultados de esta actividad, obtengan conclusiones y escríbanlas en su cuaderno.

4.3 La nueva imagen de los materiales

4.3.1 Cerámicas, cristales líquidos, polímeros, plásticos, materiales superconductores, nanotecnología

Un aspecto significativo del desarrollo reciente de la tecnología fue la introducción acelerada, durante los últimos años del siglo xx, de nuevos materiales que han cambiado drásticamente los viejos patrones con respecto a la conductividad y la reactividad químicas. Por ejemplo, con el desarrollo de la tecnología aplicada en las comunicaciones, como la introducción de materiales semi y superconductores, hoy podemos utilizar la fibra óptica, reducir el tamaño de las computadoras personales y los teléfonos celulares, así como aumentar sus capacidades; en el área médica se ha evolucionado al usar nuevas clases de látex, además de lograr nuevos métodos de diagnóstico más precisos, rápidos y seguros. A continuación te presentamos sólo algunos de los nuevos materiales.

Cerámicas

Poseen las siguientes propiedades: son duras, resistentes y porosas, rígidas, inertes químicamente, de modo que reaccionan con dificultad o no reaccionan; resistentes a temperaturas muy bajas o muy elevadas; son frágiles porque no resisten cambios bruscos de temperatura y se rompen si se golpean; son aislantes del calor y la electricidad.

La base de todos los compuestos cerámicos es la arcilla, que proviene de la disgregación de los granitos y feldespatos, y es un tipo de silicato de aluminio. Llamamos cerámica a los materiales fabricados con arcilla cocida en un horno, por ejemplo, ladrillos y tejas. La arcilla tiene una estructura en dos dimensiones en forma de capas. El agua presente entre las capas explica la plasticidad, es decir, con el agua suficiente la arcilla se puede trabajar y darle diferentes formas, ya que las capas de arcilla se deslizan unas sobre las otras porque el agua entre ellas sirve de lubricante. Una vez seca, se vuelve rígida, pero todavía conserva una pequeña cantidad de agua entre sus capas.

Cuando la arcilla se calienta en un horno a 1 000°C adquiere una gran dureza, ya que cambian la estructura y forma de sus enlaces transversales entre los átomos de sus capas adyacentes. Esto le confiere una estructura muy consistente y tridimensional.

Las nuevas cerámicas son más duras y ligeras que el acero, resisten las altas temperaturas y diferentes sustancias químicas. Los productos refractarios de titanio, molibdeno, litio y selenio permiten construir motores de explosión con cerámicas más resistentes, como las placas de cerámica refractaria que recubren las naves espaciales para disipar el calor durante el ingreso a la atmósfera terrestre (figura 4.38).



Figura 4.38 Las piezas de cerámica negra colocadas al frente del Enterprise protegen a la nave de las altas temperaturas que se producen cuando ésta ingresa a la Tierra.

Otros productos se usan en la industria electrónica para la fabricación de circuitos integrados; debido a sus características magnéticas se emplean en la producción de superconductores. Es tan amplia la utilización de estos materiales, que cubren casi todos los campos de la actividad humana.

Superconductores

Estos materiales no oponen resistencia al paso de la corriente eléctrica, lo que permite ahorrar energía. La superconductividad es la conducción de electricidad sin pérdida de energía. Cuando los electrones empiezan a moverse no tienen problemas asociados con la fricción, la resistencia y la pérdida de energía debida a las distancias, lo que significa que su movimiento puede ser continuo.

Los científicos han conocido desde hace mucho tiempo la existencia de materiales superconductores; para poseer estas propiedades los materiales deben enfriarse a temperaturas próximas al cero absoluto, cuando el movimiento de los átomos es tan lento que casi se detiene. Una de las características de los superconductores es que permiten que un imán permanezca suspendido justo sobre el material: la corriente que fluye a través del superconductor produce un campo magnético que repele al imán (figura 4.39).

Los superconductores se aplican en la transmisión de corriente eléctrica a cientos de kilómetros, en los trenes de levitación magnética utilizados en Alemania, Japón y China, y en la construcción de electroimanes para hospitales, entre otros usos.

Cristales líquidos

Son sustancias que poseen propiedades intermedias entre los sólidos y los líquidos; es decir, que en ciertas condiciones presentan propiedades de líquidos, como fluidez y viscosi-

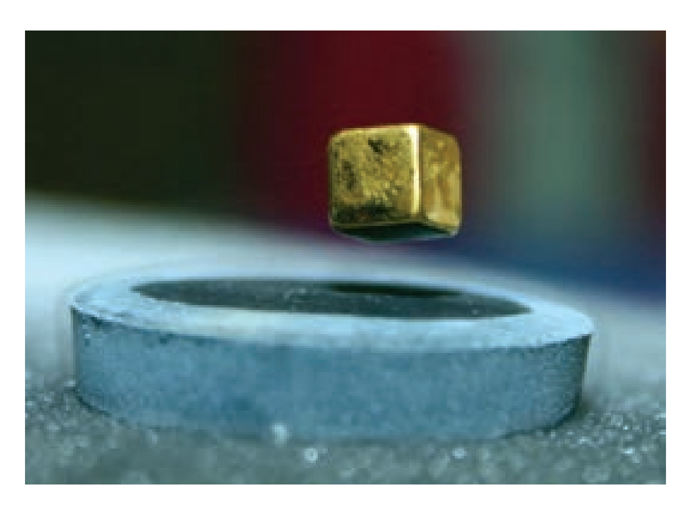


Figura 4.39 Superconductor.

dad, y en otras tienen propiedades ópticas y una estructura molecular similares a las de un cristal sólido.

En 1888, el botánico austriaco Friedrich Reinitzer observó que al calentar una sustancia, el colesteril benzoato, hasta alcanzar su punto de fusión, parecía presentar dos características distintas. Más específicamente, observó que al calentar los cristales de esta sustancia el sólido se transformaba en un líquido turbio; pero que al aumentar la temperatura cambiaba a un líquido totalmente claro y transparente; en cambio, al enfriarse el líquido variaba a un color azulado, hasta que finalmente se cristalizaba.

Un cristal líquido fluye, se escurre y toma la forma del recipiente que lo contiene, igual que lo hace un líquido ordinario como, por ejemplo, el agua. Pero a diferencia de ésta, sus moléculas tienen forma de barra (figura 4.40), con una orientación ordenada a través de la estructura cristalina; cuando al cristal líquido se le aplica una fuerza eléctrica o mecánica, las moléculas se giran.

De acuerdo con sus propiedades, los cristales líquidos pueden utilizarse para diferentes fines. Por ejemplo, los que reflejan luz de diferente color según la temperatura se utilizan en termómetros o detectores de tumores o fisuras. Por sus propiedades electroópticas, también se usan como base de pantallas de televisión, monitores de computadora, retroproyectores, cabezales de impresoras, pantallas de calculadora, relojes, juegos electrónicos, en fotocopiadoras o en proyectores.

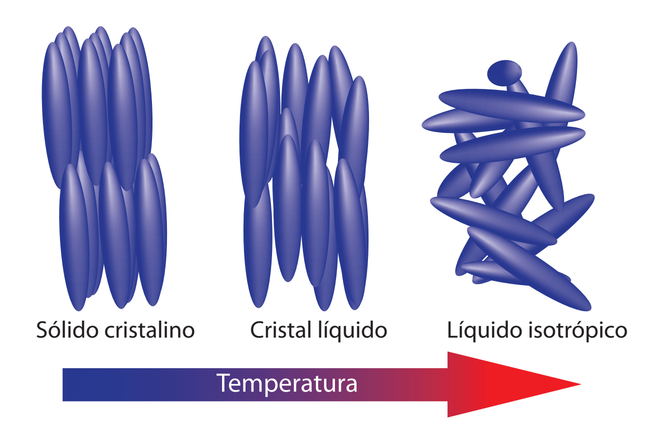


Figura 4.40 Los cristales líquidos tienden a orientar sus ejes moleculares en una dirección determinada.

Plásticos

En la actualidad, el hombre sintetiza infinidad de materiales y transforma los productos naturales para obtener una sustancia diferente, por ejemplo, plásticos y fibras, como rayón, poliéster, nailon, o materiales sintéticos, como el cloruro de polivinilo (PVC), más durable y ligero por lo que sustituye a las antiguas tuberías de hierro y cobre. En el campo de la medicina, la creación de plásticos biológicos permite fabricar huesos artificiales y reconstruir cartílagos y válvulas del corazón; además, impiden el rechazo a los implantes, lo cual ha sido un triunfo científico de gran utilidad.

Biomateriales

Son materiales resistentes al ataque de químicos. Se utilizan como sustitutos de partes orgánicas; por ejemplo, en válvulas cardiacas y córneas artificiales.

Materiales híbridos

Combinan características orgánicas e inorgánicas y presentan una gran resistencia y baja densidad; se utilizan en construcción.

Nanotecnología

Este campo de la tecnología se enfoca en la creación de materiales, aparatos y sistemas funcionales a través del control de la materia a escala nanométrica (1 a 100 nanómetros). El prefijo *nano* corresponde a la milmillonésima parte de un metro. Si un átomo es la quinta parte de esa medida, entonces cinco átomos alineados suman un nanómetro. Así,

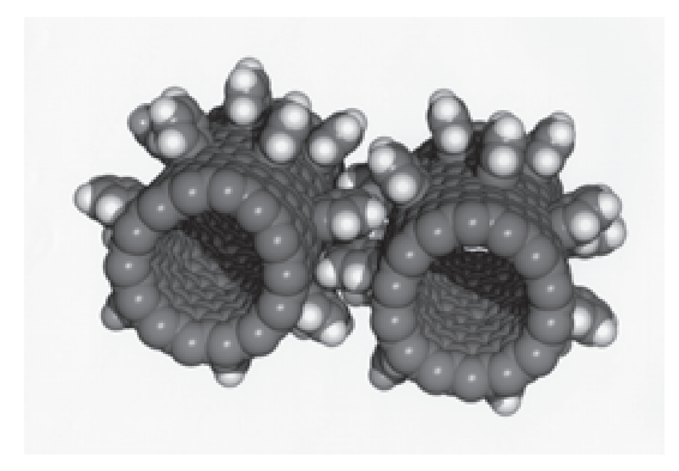


Figura 4.41 Dos nanoengranes construidos con moléculas de fullereno.

todos los materiales, dispositivos e instrumental que entren en esa escala, desde 5 a 50 o 100 átomos, corresponden al campo de la nanotecnología, que se aplica al uso de novedosos fenómenos y propiedades a esa escala (físicas, químicas, biológicas, mecánicas y eléctricas, entre otras).

Las propiedades de los materiales a escala microscópica cambian notablemente, entre ellos el color, que se determina por las longitudes de onda, así como la conductividad y el magnetismo, que a esa escala pueden comportarse de modo muy diferente al que estamos acostumbrados a observar en el mundo macroscópico. En definitiva, las propiedades dependen del tamaño.

Entre las nuevas estructuras destacan los nanotubos de carbono, instrumentos minúsculos que se introducen en el cuerpo humano para ayudarlo a expulsar, por ejemplo, algún microbio alojado en el cerebro; asimismo, el control de la materia a escala tan minúscula permite la fabricación de nuevos artículos electrónicos, cosméticos y plásticos, entre otros.

Actividades

Reflexiona sobre lo que aprendiste en este apartado y responde:

1. ¿Qué opinas de la importancia de los conocimientos en el campo de los nuevos materiales cerámicos? ¿Éstos ayudarán a mejorar las condiciones de vida del ser humano?
2. Enumera los aspectos que más te hayan llamado la atención del empleo de las nuevas cerámicas.
3. ¿Qué opinas sobre el empleo de los nuevos materiales para la vida futura del ser humano y del planeta Tierra?

4.3.2 Reacciones de polimerización para la obtención de resinas plásticas

Ya mencionamos que la polimerización es un tipo de reacción química en la cual los monómeros se unen entre sí, uno detrás de otro, para formar cadenas largas. Los dos tipos principales de reacciones de polimerización son la polimerización por adición y por condensación.

Polimerización por adición

En los polímeros por adición, la unidad recurrente coincide con el monómero en la clase y número de átomos. La mayoría de los polímeros de adición se produce cuando se elevan la temperatura y la presión, por ejemplo, el eteno ($CH_2{=}CH_2$) o uno de sus derivados ($CH_2{=}CHR$). Las propiedades del polímero formado dependen del grupo R (radical, que puede ser un elemento como el cloro u otro).

$$H_2C{=}CHR \longrightarrow \cdots{-}CH_2{-}CHR{-}CH_2{-}CHR{-}CH_2{-}CHR{-}\cdots$$

Polimerización por adición

Los polímeros vinílicos más sofisticados se obtienen a partir de monómeros en los cuales uno o más de los átomos de hidrógeno del etileno han sido reemplazados por otro átomo o grupo atómico (R) para obtener un gran número de plásticos comunes (tabla 4.7).

Tabla 4.7 Ejemplos de polímeros por adición.

Monómero	Polímero	Procedencia	Usos
$H_2C{=}CH_2$ Etileno o eteno	$\cdots{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}\cdots$ Polietileno	Petróleo, carbón.	Materiales de envolturas, tubos, aislantes, cordeles, envases, botellas, láminas.
$H_2C{=}CHCl$ Cloruro de vinil	$\cdots{-}CH_2{-}CHCl{-}CH_2{-}CHCl{-}CH_2{-}\cdots$ Policloruro de vinilo (PVC)	Petróleo, carbón, salmuera (agua salada).	Piel sintética, impermeables, mangueras, envases, aislantes para cables, juguetes.
Benceno + $H_2C{=}CHCH_2$ Etileno	$\cdots{-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH(CH_3){-}CH_2{-}CH(CH_3){-}\cdots$ Poliestireno	Petróleo, carbón, alquitrán, hulla.	Aislantes, hule espuma, recubrimiento de materiales.

Polímeros por condensación

En la polimerización por condensación se combinan entre sí dos monómeros diferentes que producen largas cadenas con pérdida simultánea de una pequeña molécula, como la del agua, del monóxido de carbono o del cloruro de hidrógeno. Por este método, actualmente los científicos tratan de obtener un plástico que resista el calor de una flama (2 700°C).

Entre los polímeros naturales obtenidos por condensación destacan la celulosa, las proteínas, la seda, el algodón, la lana y el almidón. Algunos de los polímeros sintetizados son acrilán, orlón, hule sintético, coagulantes para aguas industriales, adhesivos, pigmentos, aislantes para vasos y hieleras, entre otros. Por ejemplo, el almidón se forma mediante la unión de un número elevado de moléculas de glucosa, por cada dos moléculas de glucosa que se unen, se libera una molécula de agua:

CH_2OH … $+ nH_2O$

Monómero — Polímero

Actividades

1. Define con tus propias palabras lo que hayas entendido por *polímero*. Escribe la fórmula de un monómero.
2. Explica qué es la polimerización por adición y anota un ejemplo.
3. Explica la diferencia entre polimerización por adición y polimerización por condensación.
4. Anota al menos cinco ejemplos de polímeros y su aplicación.
5. En las fuentes que creas conveniente, busca información acerca de cómo se obtiene el caucho natural.
6. Entre las prendas que tienes en casa, busca las que sean de fibras sintéticas y anota su composición.
7. Investiga, ¿qué plásticos pueden reciclarse y qué procedimientos pueden realizarse para hacerlo?

4.4 Suelo, soporte de la alimentación

El suelo suministra las materias primas para la alimentación del ser humano, las plantas y los animales, por lo tanto, constituye un elemento tan insustituible como el aire y el agua, y es vital protegerlo de la erosión y de los métodos agrícolas deficientes. Proporcionar una nutrición adecuada a la población en aumento constante requiere optimizar la protección y conservación de alimentos, la protección del suelo y la utilidad de la fotosíntesis.

Suelo

Los **suelos** los forman la capa de corteza terrestre en contacto con la atmósfera; su importancia es fundamental porque en ellos se desarrolla la vida. Sin embargo, una gran parte de la superficie de nuestro planeta se forma de hielo, arena o agua en contacto con la atmósfera, y no se la considera suelo en sentido estricto. El suelo evoluciona constantemente en el transcurso del tiempo. Un suelo que apenas comenzó a formarse se diferencia de otro que se ha estado desarrollando durante miles de años, a pesar de que el clima, la roca madre y la topografía sean iguales en cada caso. La vegetación de un lugar predomina sobre el tipo de suelo que allí se desarrolle. Debajo de un bosque de pinos se desarrollará un tipo de suelo; bajo un bosque de árboles caducos habrá otro; y en una pradera cubierta con pastos existirá incluso otro distinto.

El suelo es una mezcla de tierra, partículas minerales derivadas de la erosión de las rocas, agua, gases y materia orgánica en descomposición de macro y microorganismos vivos.

El suelo lo forman diferentes capas llamadas **horizontes** (capa de suelo que se diferencia de las demás por su composición química, su color y su textura, entre muchas otras particularidades), cuya secuencia desde la superficie hacia abajo se denomina **perfil del suelo**:

Horizonte A Es la capa más externa, rica en humus y sustancias minerales. El humus es el componente fértil de los suelos, que los hace aptos para los cultivos. En el humus abundan los componentes orgánicos, provenientes de la descomposición de animales y plantas. En este horizonte hay gran cantidad de microorganismos, hongos y bacterias. (Algunas fuentes sitúan un horizonte O encima del A, el cual se forma de hojas recién caídas y materia en descomposición.)

Horizonte B (subsuelo) En él predominan las partículas minerales que el agua arrastra (lixiviado) desde el horizonte A. También recibe componentes orgánicos procedentes de restos de plantas y materiales en descomposición (aunque es pobre en materia orgánica).

Horizonte C Lo constituyen pequeños fragmentos de roca, más o menos alterados, provenientes de la roca madre.

Horizonte R En él descansan las tres capas precedentes (figura 4.42).

El humus formado en las capas u horizontes superiores del suelo lo enriquece, y constituye un ambiente favorable para la enorme gama de formas vivientes. De los componentes del suelo, el humus y las arcillas son esenciales, porque en ellos ocurre el mayor intercambio de iones, por lo que se convierten en reserva de nutrientes y conservación del agua; pero si la proporción de arcilla es superior, puede impedir una adecuada aeración y permeabilidad.

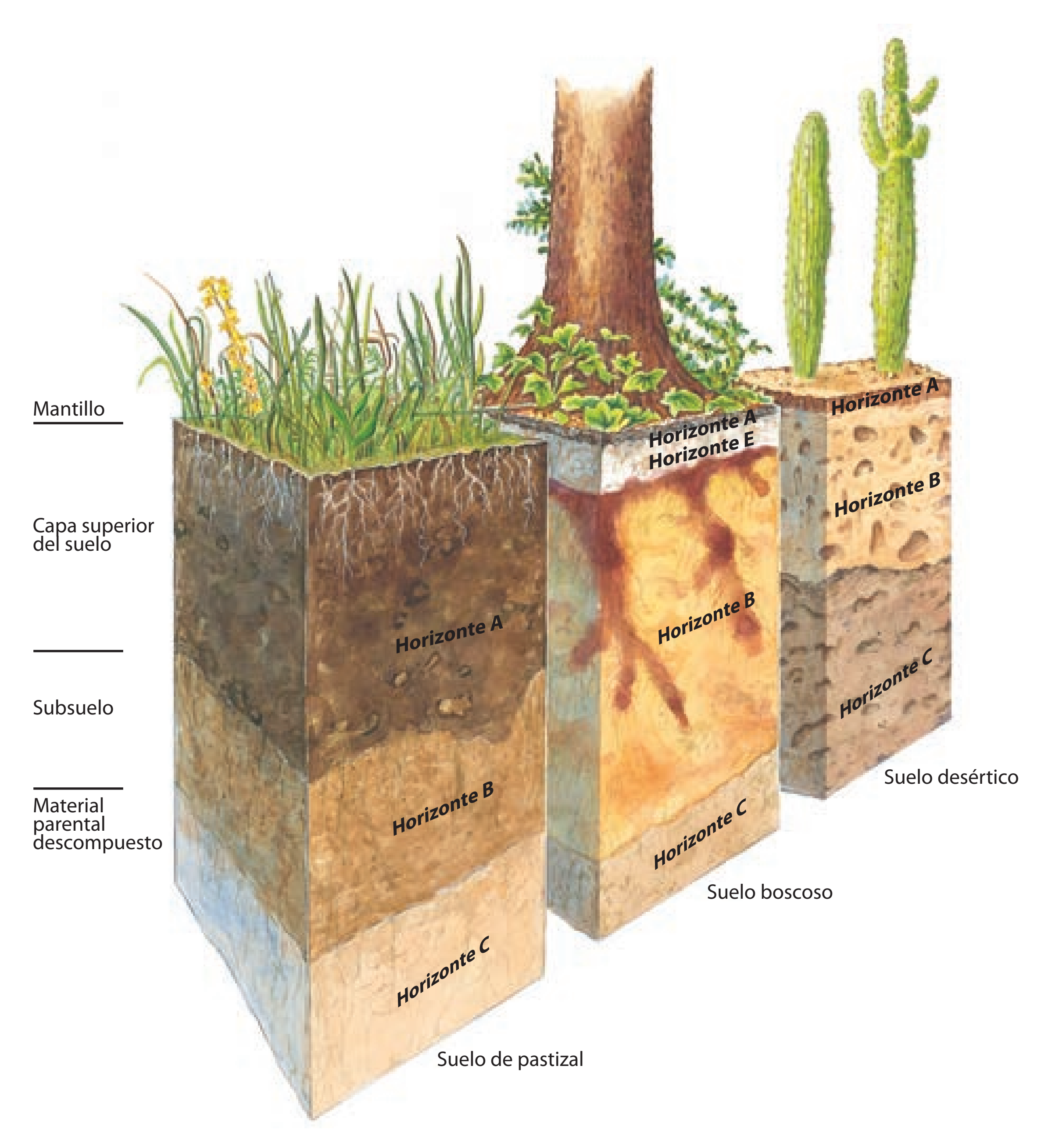


Figura 4.42 Formación y perfil de suelos. *a*) Mantillo. Es el material en descomposición que está sobre la superficie del suelo de los bosques de coníferas australes y septentrionales; se descompone lentamente, la acumulación del humus es muy poca por lo que es ácido y pierde elementos minerales por lixiviación. *b*) En los bosques caducos de zonas frías o templadas la descomposición es más rápida, la pérdida de minerales por lixiviación es menor y, por lo tanto, el suelo es más fértil. *c*) Las praderas de gramíneas contienen grandes cantidades de material orgánico en descomposición, por lo cual el suelo es mucho más fértil.

4.4.1 CHONPS en la naturaleza

El acrónimo CHONPS se refiere a los principales elementos que constituyen la materia viva, formada por los elementos carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N), fósforo (P) y azufre (S). Los organismos requieren alimentarse de estos elementos que forman sus células, por lo que también se consideran nutrientes.

No todos los **nutrientes** son esenciales para la vida de las plantas. La concentración requerida de cada nutriente varía entre diferentes especies, y aun dentro de una misma especie fluctúa según las condiciones en que se cultiva. Los nutrientes esenciales que requieren las plantas, incluyen hidrógeno, carbono y oxígeno, y son nutrientes no minerales porque las plantas los obtienen del agua (H_2O) y del dióxido de carbono (CO_2).

Nutrientes que se obtienen del suelo

Los **macronutrientes** son: nitrógeno (N), potasio (K), calcio (Ca), azufre (S), fósforo (P) y magnesio (Mg). Los **micronutrientes** son: cloro (Cl), hierro (Fe), boro (Bo), manganeso (Mn), sodio (Na), zinc (Zn), cobre (Cu), níquel (Ni) y molibdeno (Mo). Estos elementos se necesitan en proporciones muy pequeñas.

Los elementos que forman parte de los nutrientes mencionados deben presentarse como iones para que las plantas puedan absorberlos; la carencia o exceso de alguno de ellos puede alterar el crecimiento de la planta.

Es importante señalar que las plantas no pueden utilizar el nitrógeno en estado gaseoso; debe fijarse o transformarse en una forma útil mediante un proceso llamado **fijación del nitrógeno**. En la atmósfera, la fuerza de la descarga eléctrica de los relámpagos logra combinar el nitrógeno (N_2) y el oxígeno del aire (O_2) para formar monóxido de nitrógeno (NO):

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)}$$

Ya formado, el NO se oxida y produce dióxido de nitrógeno (NO_2):

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

En la atmósfera la lluvia transforma el dióxido de nitrógeno (NO_2^-) en una mezcla muy diluida de ácido nitroso (HNO_2) y nítrico (HNO_3), que poco después se precipita a la tierra como nitritos (HNO_2^-) y nitratos (NO_3^-), los cuales utilizan las plantas:

$$2NO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HNO_{2(ac)} + HNO_{3(ac)}$$

La fijación del nitrógeno se logra por medio de bacterias que viven en el suelo y en las raíces de ciertas leguminosas, como frijol, chícharo, haba, cacahuate, lenteja y alfalfa. En este proceso, primero se reduce el N_2 a NH_3 y NH_4^+, y luego se oxida a NO_3^-.

Las plantas absorben los iones nitrato a través de sus raíces y los utilizan en la síntesis de compuestos de nitrógeno complejos. Como los animales no pueden sintetizar estas moléculas complejas, deben obtenerlas consumiendo plantas u otros animales. Los compuestos de nitrógeno que no utilizan los animales se excretan en las heces. Los microorganismos del suelo convierten este desecho en N_2 y el nitrógeno se recicla volviendo al ambiente, como se observa en la figura 4.43.

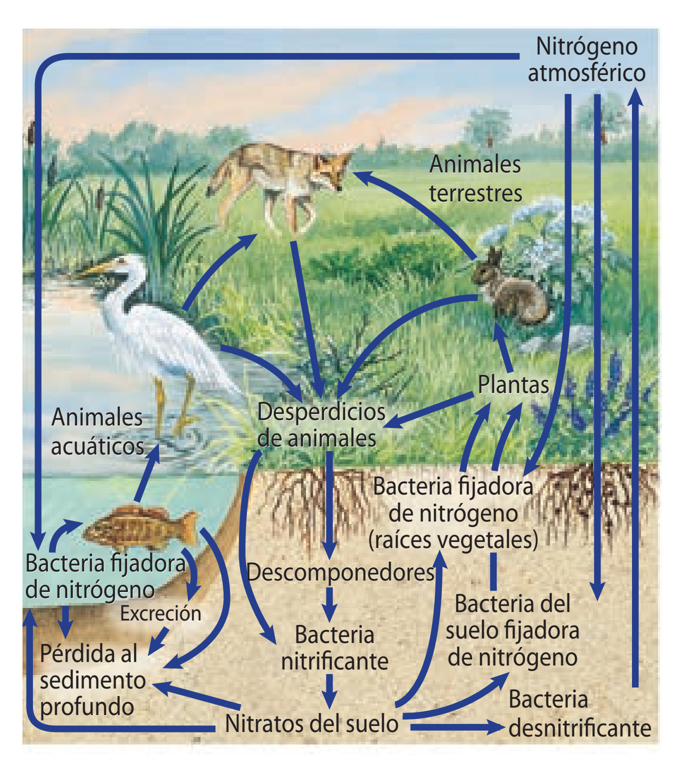


Figura 4.43 El nitrógeno es el elemento químico indispensable en la formación de las proteínas (CHON), y experimenta en la naturaleza un ciclo análogo al del carbono. Los animales herbívoros lo toman de las proteínas de las plantas que ingieren y los animales carnívoros lo obtienen de los herbívoros cuando los devoran.

Fertilizantes y plaguicidas

A menudo se emplean fertilizantes para aumentar la producción de cosechas, práctica común en el cultivo de cereales como el maíz. Sin embargo, cuando se aplica más fertilizante del que las plantas pueden utilizar, el exceso pasa a los arroyos e inclusive llega a los océanos, lo que genera problemas de contaminación.

Al iniciar la década de los 70 del siglo XX comenzó la llamada *revolución verde* de la agricultura, y con ella el empleo sistemático de productos químicos, como agroquímicos, plaguicidas, fertilizantes y técnicas de manipulación genética. Esto posibilitó obtener elevados rendimientos en la producción de alimentos. La revolución verde es un proyecto esencialmente biológico y bioquímico que revolucionó la producción agrícola e influyó en el mejoramiento del maíz y el trigo.

Desde principios del siglo XX hasta nuestros días, la población mundial se ha triplicado, pero la extensión de terreno dedicado a la agricultura no ha crecido en esa proporción. ¿Cómo se generan más cosechas? La explicación se debe a que los fertilizantes y los productos agroquímicos han fomentado el incremento de la producción agrícola sin aumentar la extensión de terrenos agrícolas.

Los **fertilizantes** son sustancias químicas que permiten incorporar al suelo elementos que proporcionan a las plantas los nutrientes apropiados para sus necesidades de crecimiento. Los fertilizantes comerciales contienen minerales provenientes de minas o se elaboran mediante procesos industriales. Los más importantes son:

Nitrogenados Incorporan nitrógeno al suelo, fundamentalmente a partir de sales de amonio (uno de los mejores fertilizantes es el sulfato de amonio).

Fosfatados Incorporan fósforo mediante el fosfato de calcio.

Potásicos Recuperan el potasio perdido con sales de potasio.

Los fertilizantes naturales contienen minerales procedentes de los restos vegetales y animales: excrementos y cadáveres son invadidos por bacterias específicas llamadas *nitrificantes*, que los transforman en sustancias asimilables para las plantas, tales como nitritos (NO_2^-) y nitratos (NO_3^-). Estas sustancias son absorbidas por las plantas a través de sus raíces, junto con agua y sales minerales utilizadas en la formación de proteínas. La fertilidad del terreno depende de la presencia de los nitratos necesarios para el desarrollo de la planta.

Las leguminosas, como frijol, chícharo, haba, lenteja y alfalfa no requieren necesariamente de terrenos abonados con nitratos, porque sus raíces se asocian con las bacterias nitrificantes, las cuales son capaces de tomar el nitrógeno libre de la atmósfera y formar con él los compuestos nitrogenados que utilizan las plantas.

Al terminar la cosecha de estas leguminosas, sus restos, ricos en sustancias nitrogenadas, abonan el suelo. Por ello, en la agricultura es necesaria la **rotación de cultivos**; es decir, se deben sembrar leguminosas (que proporcionan nitrógeno al suelo) y después cereales (que lo utilizan). No hacerlo propicia el empobrecimiento de la tierra.

Al estiércol, la harina de pescado y la composta (materia de plantas en descomposición) se les conoce como fertilizantes orgánicos pues son de origen biológico.

Para saber más

Los fertilizantes triples son mezclas de compuestos nitrogenados, fosfatados y de potasio. Se comercializan con las siglas NPK y se indica el porcentaje de cada sustancia. Si en un costal de fertilizante dice: "Abono compuesto 40-15-10", ¿qué indican estos números?

4.4.2 El pH del suelo y su influencia en los cultivos

Una de las propiedades más importantes del suelo es la capacidad de retener iones, partículas cargadas eléctricamente. Entre los iones presentes en el suelo, importantes en la nutrición de las plantas, se cuentan el calcio, magnesio y potasio.

En el suelo los iones se encuentran disueltos en agua y determinan su pH. En la agricultura, mantener un pH adecuado en las tierras puede significar un cultivo exitoso o un verdadero fracaso.

Algunas plantas necesitan un pH alto para su crecimiento, y otras un pH bajo; por ejemplo, el betabel requiere tierras con un pH ligeramente alcalino: en cambio, el maíz y el jitomate se desarrollan mejor en un medio ligeramente ácido (tabla 4.8).

Tabla 4.8 Tipos de suelo según el pH.

Menos de 5.5	Entre 5.5 y 6.7	Entre 6.8 y 7	Entre 7 y 8	Entre 8 y 9	Más de 9
Muy ácidos	Moderadamente ácidos	Neutros	Moderadamente alcalinos	Alcalinos	Muy alcalinos

← El número más pequeño indica mayor acidez

El número más elevado señala mayor alcalinidad →

Si el suelo es neutro	Equilibrio de H^+ y OH^-	pH = 7
Si el suelo es ácido	Predomina H^+ sobre OH^-	pH < 7
Si el suelo es básico	Predomina OH^- sobre H^+	pH > 7

Actividades

Responde las siguientes preguntas:

1. ¿Un abono abundante en nutrientes identificados como ácidos podría causar trastornos en los suelos? Explica.
2. ¿Qué beneficios podría reportar a los suelos agregar un exceso de sustancias identificadas como básicas o alcalinas? Explica.

4.5 La conservación o destrucción de nuestro planeta

4.5.1 Consumismo-basura-impacto ambiental

Un problema característico de los países desarrollados es el consumo excesivo de productos innecesarios que generan residuos contaminantes; a esto se llama **consumismo**. Vivimos en una época de consumo. Nuestra forma de vida consume grandes cantidades de energía, y casi toda se origina de los combustibles fósiles: petróleo, carbón y gas natural.

Al consumir indiscriminadamente estos productos generamos cada vez mayores cantidades de desperdicios, entre ellos, desperdicios de plástico y emisiones contaminantes de vehículos e industrias. Los contaminantes que dañan la capa de ozono producen la lluvia ácida y el esmog fotoquímico.

Al construir nuevas ciudades, al lanzar residuos al agua, al fomentar el crecimiento de los tiraderos de basura, al via-

jar diariamente una sola persona en auto, al talar los bosques y destinar los terrenos para la agricultura, la ganadería o la construcción de carreteras y caminos, entre otras actividades, el hombre provoca efectos sobre el ambiente. Los efectos de la actividad humana sobre el ambiente se denominan **impacto ambiental**; una de sus formas más extremas es la contaminación.

La contaminación es la degradación o el deterioro de los distintos recursos que nos ofrece el medio por la introducción de sustancias nocivas o peligrosas; algunas de éstas son tóxicas, explosivas, inflamables, corrosivas e infecciosas. A pesar de las indicaciones en las etiquetas de los productos elaborados con esta clase de sustancias, la mayoría de la gente y de industrias se deshace de ellas de manera irresponsable y sin ninguna precaución, lo que contamina suelos y aguas.

Basura

Es todo aquello que se considera desecho y es necesario eliminar; es un producto de la actividad humana; se le considera sin valor, repugnante e indeseable, por lo que normalmente se le incinera o se recolecta para canalizarla a tiraderos o vertederos, rellenos sanitarios u otro lugar (figura 4.44).

En muchas partes del mundo la basura se recicla; las personas la separan en diferentes categorías: desperdicios orgánicos (cascarones de huevo, restos de vegetales y alimentos, entre otros), papel, vidrio y plástico. Como los desperdicios orgánicos y el papel son biodegradables y el vidrio se reusa, actualmente la atención se centra en los plásticos.

Lo ideal es que la basura, como tal, no existiera. La naturaleza enseña que todo lo producido y creado se reintegra al medio, y con la basura debe buscarse lo mismo, es decir, que todo sea reaprovechado de una u otra forma. Este enfoque indica una solución integral en la que el concepto de basura desaparecería. Hay varias iniciativas para reducir o resolver el problema, pero su aplicación depende principalmente de los gobiernos, las industrias y las personas, de la sociedad en su conjunto. Algunas soluciones generales al problema de la basura son:



Figura 4.44 La enorme y creciente cantidad de desechos hace que el problema de la basura sea cada día más difícil de resolver.

- Reducción de la cantidad de residuos generada.
- Reintegración de los residuos al ciclo productivo.
- Canalización adecuada de los residuos finales.

Al respecto, la conservación de recursos consiste en cuatro medidas generales básicas que contribuyen a mitigar el problema del manejo de residuos, conocidas como las cuatro erres **(4R)**. Estas acciones básicas, orientadas a la población en general, son reducción, recuperación, reutilización y reciclaje.

4.5.2 Las 4R

El ser humano es el único habitante de la Tierra que produce basura. Actualmente, en el mundo se producen miles de millones de toneladas de basura cada día. Sólo en nuestro país diario se generan alrededor de 94 000 toneladas. Sin embargo, algunos de esos materiales pueden recuperarse y reducirse, reutilizarse o reciclarse.

Reducción La forma más adecuada para reducir la cantidad de basura es buscar y seleccionar productos que originen menor cantidad de desechos, así como cuidar el uso de todo aquello proveniente de recursos naturales que tarde mucho en regenerarse o que sea susceptible de agotarse, como el agua, el petróleo y los minerales.

Podemos ayudar a reducir la generación de basura evitando productos con envolturas de plástico y unicel; utilizando envases retornables; evitando, en lo posible, usar en el hogar productos que contengan sustancias tóxicas capaces de contaminar suelos y aguas; empacando nuestras mercancías en bolsas de tela en lugar de las de plástico; usando el papel aluminio sólo en casos indispensables; comprando productos frescos (carnes, frutas y verduras) en vez de adquirir enlatados o empacados.

Recuperación Consiste en la separación y acopio de materiales de desecho. Entre ellos destacan los que se consideran más importantes desde el punto de vista económico o por su carácter peligroso y contaminante. Los materiales que mantienen sus propiedades originales, por ejemplo, residuos de cartón, plásticos, vidrios, metales, etc., pueden reducirse de volumen por medios mecánicos en tanto no se lleve a cabo un reproceso industrial que al reciclarlos los transforme en otros productos.

Reciclaje Éste es un proceso de tratamiento que transforma total o parcialmente los residuos sólidos para fabricar productos nuevos. Por ejemplo, el vidrio y los metales son ideales para reciclarse, ya que se funden y reusan casi en forma continua; en cambio, el papel no se recicla tan fácilmente, pues sus fibras se rompen cada vez que se utiliza; por lo tanto, sólo

se recicla de seis a siete ocasiones. Los plásticos son de diferentes tipos, por lo que su reciclado se dificulta más. Únicamente unos cuantos pueden procesarse varias veces, y la mayoría se recicla sólo una vez, convirtiéndose en costales o tubos para el drenaje. Pero muchos otros desechos son biodegradables, como los alimentos y desechos de jardines, que se usan para hacer composta.

Reutilización Ésta es una manera práctica de reducir los desechos sin cambiar sus propiedades químicas, pues se aprovechan todos los materiales que aún puedan ser útiles con el fin de encontrarles un nuevo uso. Podemos mencionar algunos ejemplos: utilizar el periódico para limpiar los vidrios; hacer maceteros y manualidades con los frascos y vasijas vacías; arreglar prendas de vestir que aún puedan ser útiles; reutilizar los neumáticos en el jardín, juegos infantiles y maceteros. ¿Qué más se te ocurre hacer?

4.5.3 Responsabilidad en la conservación del planeta

El desarrollo de la tecnología ha cambiado todas las actividades humanas. En el campo, por ejemplo, la introducción de maquinaria, herramientas, materiales y procesos industriales incrementó el rendimiento de las cosechas, la producción del ganado y, en general, la riqueza agroganadera mundial. En la medicina, la tecnología ha suministrado los medios para diagnosticar y vencer diversas enfermedades; por ello, el ser humano ha aumentado sus expectativas de vida en mejores condiciones.

La ciencia y la tecnología van de la mano; los cambios en ambos campos se han dado en los últimos años con una velocidad sorprendente, sin considerar los limitantes geográficos, económicos o políticos. Estos cambios han permitido que, en el transcurso de la historia, el ser humano haya logrado progresos que le han dado grandes beneficios, que se reflejan en un mejor nivel de vida. Pero estos avances también han tenido un alto costo ambiental, ya que la demanda por los recursos naturales está cobrando un alto costo: se ha lesionado la capa de ozono y contaminado el agua, a tal grado que en ocasiones se pierde la posibilidad de reusarla. Si se continúan explotando los combustibles naturales —gas y petróleo, suelos, bosques, aire, selvas y casi todas las regiones naturales— sin tomar las precauciones convenientes para guardar un equilibrio, se perderá la relación entre sociedad y naturaleza.

Debemos comprender que la supervivencia de los seres humanos depende de que todos tengamos un cambio total de conducta, tanto en el aspecto social como en el personal, cambio que nos lleve a proteger y preservar el ambiente. Si lo logramos, habremos realizado el mayor progreso cultural de nuestra época.

La protección y preservación del ambiente, que nos corresponde a todos, tienen su mejor punto de partida en la comprensión de la ciencia y el empleo responsable de la tecnología, pues utilizando ambas podremos encontrar la forma de conservar el equilibrio ecológico de la naturaleza. Por ejemplo:

- Usando adecuadamente el agua de mares, ríos, lagos y el agua potable.
- Cuidando los recursos naturales que existen en la Tierra, como los árboles maderables, minerales, petróleo, flora y fauna.
- Evitando la contaminación del agua, suelos y aire mediante el reciclaje y clasificación de los desechos y la basura.
- Buscando otras fuentes energéticas diferentes del petróleo, entre ellas la hidráulica, la solar y la eólica.

Comprender estos problemas es esencial, porque nos permitirá encontrar más fácil y rápidamente las soluciones adecuadas.

Actividades

1. Describan algunas estrategias que se puedan llevar a cabo en la familia, escuela o comunidad para reducir el consumismo y preservar el ambiente.
2. Mencionen algunos productos de desecho que se puedan reducir, recuperar, reutilizar y reciclar.

Lo que tienes que saber

Reflexiona y responde lo siguiente:

1. Explica la forma en que el ser humano ha podido comprender la historia de la civilización de nuestro planeta, anotando el nombre y fórmula química de por lo menos seis minerales que se encuentran en la corteza terrestre.
2. Describe el origen de las vetas y los procesos de formación de los minerales. Menciona al menos dos ejemplos de cada uno.
3. ¿Cuáles son los principales minerales del suelo mexicano? ¿Crees que México posea una economía sólida debido a la riqueza y producción de minerales? Fundamenta tu respuesta.
4. Describe en qué se basa la clasificación de los elementos químicos que aparecen en la tabla periódica. Dibuja un boceto general de una tabla periódica, indicando dónde se ubican los metales, no metales y metaloides.
5. Especifica las propiedades físicas y químicas de metales, no metales y metaloides mediante una tabla o mapa de conceptos.
6. Describe brevemente en qué se basa la tabla de electronegatividades establecida por Linus Pauling.
7. Menciona los cinco grupos en que se clasifican las reacciones químicas anotando un ejemplo de cada grupo.
8. Describe la estructura de los sólidos cristalinos.
9. ¿Qué particularidades presenta el enlace metálico que lo diferencia del enlace iónico? Fundamenta tu respuesta.
10. Resuelve lo siguiente:
    a) ¿En exceso de agua cuántos gramos de cal apagada ($Ca(OH)_2$) se pueden preparar a partir de 100 g de cal viva (CaO)? La ecuación es:
    $$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
    b) ¿Cuántos litros de oxígeno, medidos a 28ºC y 0.96 atm de presión, hacen falta para quemar totalmente 60 g de metano (CH_4)? La ecuación balanceada es:
    $$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$
11. ¿Qué es el petróleo? Menciona algunos de sus productos.
12. Explica la diferencia entre los tipos de petróleo: Olmeca, Maya e Istmo. ¿En qué ámbitos geográficos se localizan los campos de exploración y producción petrolífera?
13. Describe brevemente las propiedades de los alcanos, alquenos y alquinos, anotando su fórmula general y al menos una aplicación de cada uno.
14. Determina en calor de 2 moles de etano ($CH_3–CH_3$) a partir de sus entalpías de enlace.
15. Cómo se lleva a cabo el proceso de la destilación fraccionada del petróleo y en qué se utilizan algunos de sus productos?
16. Describe brevemente la importancia de la petroquímica en la vida actual.
17. ¿Qué propiedad química especial presentan los alquenos y cuál reacción la caracteriza?
18. Describe las características de los Polímeros naturales, Polímeros artificiales o semisintéticos y de los Polímeros sintéticos, anotando al menos tres ejemplos de cada uno.
19. De los nuevos materiales descubiertos en los últimos años del siglo XX, ¿qué productos consideras de mayor importancia por sus aplicaciones en tecnología? Fundamenta tu respuesta.
20. Describe al menos dos de las aplicaciones que consideres relevantes sobre las cerámicas, cristales líquidos y algunos plásticos.
21. Explica qué son los polímeros de adición y menciona al menos dos ejemplos.
22. Describe qué son los polímeros de condensación anotando algunos ejemplos.
23. ¿Por qué en agricultura se recomienda la rotación de cultivos o alternancia de cosechas? ¿Qué se entiende por nitrificantes?
24. ¿En agricultura mantener un pH alto de las tierras significa obtener un cultivo exitoso? Fundamenta tu respuesta.
25. Describe algunas soluciones generales al problema de la basura. ¿Qué se entiende por contaminación del ambiente?
26. Describe la diferencia entre reducción, reutilización y reciclaje de basura.
27. De acuerdo a tu criterio explica brevemente en qué consiste nuestra responsabilidad en la conservación del equilibrio ecológico de la naturaleza.

Glosario

Átomo. Vocablo griego que significa lo que es indivisible.

Amorfo. Sustancia que no tiene una forma determinada.

Calor. Forma de energía perceptible en los cuerpos. Es consecuencia del movimiento de los átomos, las moléculas y otras partículas que entrechocan constantemente. El calor se transfiere de un cuerpo a través de radiación, conducción y convención.

Electronegatividad. Es la fuerza de atracción que ejerce un átomo sobre los electrones de otro en un enlace químico.

Humus. Residuo ligeramente soluble de material orgánico no digerido o parcialmente descompuesto, que se encuentra en el suelo superficial. Este material ayuda a retener agua y nutrientes solubles en agua pudiendo entonces ser capturados por las raíces de las plantas.

Minerales. Es un sólido inorgánico en estado natural que posee una estructura cristalina definida y una composición también definida.

Mena. Roca o mineral de la cual se puede extraer un mineral u otra sustancia útil a costo razonable.

Metal. Elemento químico que cede fácilmente electrones. Los metales tienen propiedades características; con el oxígeno forman óxidos y son buenos conductores del calor y la electricidad.

Monómero. Molécula sencilla que se emplea para formar polímeros.

Parafina. Significa "poca afinidad".

Polímero. Compuesto orgánico sintético cuya macromolécula resulta de la unión de muchas moléculas sencillas llamadas monómeros.

Plástico. Material que se puede moldear al aplicarle calor o presión. La mayoría de los plásticos están formados por resinas sintéticas, aunque algunos se basan en sustancias naturales, como los derivados de la celulosa o de laca.

Red cristalina. Estas redes se repiten a través de todo el sólido.

Refinación. Purificación o eliminación de las impurezas del petróleo crudo.

Sal. Compuesto cristalino formado por un metal y un no metal o radical negativo.



Capítulo 5

Alimentos, combustible para la vida

Objetivos

En esta unidad:

- Identificarás en diferentes alimentos los minerales y vitaminas que requiere el organismo.
- Identificarás carbohidratos, lípidos y proteínas con base en su estructura y grupos funcionales, y en qué alimentos se encuentran.
- Calcularás los requerimientos calóricos de tu dieta.
- Aplicarás y propondrás diferentes métodos de conservación de alimentos.

¿Qué sabes?

Responde las siguientes cuestiones:

- ¿Cuáles son los elementos esenciales para la vida?
- ¿De dónde obtiene el organismo la energía y el material estructural?
- ¿Qué sabes acerca de la conservación de alimentos?

5.1 Elementos esenciales para la vida

Gran cantidad de lo que normalmente consumimos —agua, frutos, leche, sal, grasas— nos ayudan a conservar la vida, pero también a obtener energía, conservar la salud y construir los elementos del cuerpo. Por ejemplo, con las moléculas provenientes de los alimentos el organismo elabora nuevas células que se reemplazan de forma natural, como las de piel, huesos, sangre y tejidos; además, proveen la energía necesaria para moverse, mantener la temperatura y realizar todas las funciones metabólicas.

El conocimiento de la química, sus cambios y transformaciones permite comprender la naturaleza de la materia orgánica; por ello es indispensable conocer los elementos químicos que constituyen el organismo humano y cómo se transforman.

La bioquímica es la rama de la química dedicada al estudio de la química en los seres vivos. A diferencia de todos los elementos químicos presentes en la corteza terrestre, sólo 23 elementos químicos conforman la materia viva; 96% de esta materia la forman cuatro de los elementos biogénicos básicos: carbono (C), oxígeno (O), nitrógeno (N) e hidrógeno (H), que al combinarse forman una gran cantidad de moléculas. Estos elementos se clasifican según su concentración, pero también por su abundancia e importancia o función:

Bioelementos primarios Se encuentran en una proporción media de 96% en los seres vivos y tienen funciones importantes en el organismo. Entre ellos tenemos oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno, calcio y fósforo. La función de los cuatro primeros se describe en la tabla 5.1.

Tabla 5.1 Bioelementos primarios.

Nombre	Masa (%)	Función
Oxígeno O	65	Fundamental para la respiración celular; presente en la mayoría de los compuestos orgánicos; forma parte de la molécula del agua.
Carbono C	18	Forma el esqueleto de las moléculas orgánicas; puede crear cuatro enlaces con otra cantidad igual de átomos.
Hidrógeno H	10	Presente en la mayoría de los compuestos orgánicos, forma parte de la molécula del agua.
Nitrógeno N	3	Forma parte de todas las proteínas, ácidos nucleicos y de algunos lípidos.

Bioelementos secundarios Presentes en una proporción cercana a 3.3%, realizan funciones imprescindibles en la fisiología celular; destacan potasio, azufre, sodio, magnesio, cloro, hierro y yodo.

Oligoelementos Aunque presentes en proporción inferior a 0.1%, son esenciales para la vida: Mg, Cu, Zn, F, I, B, Si, V, Co, Se, Mo y Sn. Su carencia puede provocar graves trastornos en los seres vivos.

Los bioelementos se combinan entre sí y forman **biomoléculas** o principios inmediatos, es decir, moléculas que forman la materia viva. Se clasifican de acuerdo con su composición:

- **Biomoléculas inorgánica**s Agua, las sales como aniones de cloruro (Cl^-), fosfato (HPO_4^-), bicarbonato (HCO_3^-) y cationes como el amonio (NH_4^+), así como los gases oxígeno (O_2) y dióxido de carbono (CO_2).
- **Biomoléculas orgánicas** Forman cadenas de carbono, hidrógeno y oxígeno: proteínas, carbohidratos, lípidos y ácidos nucleicos.

Como habrás advertido, necesitamos muchas sustancias nutritivas presentes en los alimentos. Éstos sustentan la vida, pues contienen nutrimentos que proporcionan energía y los materiales esenciales para el crecimiento, supervivencia y reproducción de los seres vivos.

5.1.1 Tragedia de la riqueza y de la pobreza: exceso y carencia de alimentos

En la actualidad, uno de los retos más importantes es la alimentación de la población mundial con determinado tipo de alimentos, en la cantidad adecuada para cada persona y sin sobreexplotar los recursos naturales o dañarlos de manera irreparable.

El problema de la alimentación en el mundo radica en la distribución de los víveres, por lo que existen millones de personas hambrientas o que están mal nutridas. Por ejemplo, en 2001, 800 millones de personas sufrían **desnutrición** crónica porque nunca disponían de los alimentos necesarios durante el año, lo que provoca falta de nutrimentos básicos diarios necesarios para que 200 millones de niños vivieran.

El desarrollo de los métodos de producción de alimentos no ha beneficiado a todos, porque mientras algunos países han logrado grandes progresos, el hambre ha aumentado en otros, sobre todo en aquellos con graves problemas para alimentar a su población. Las vías de acceso a una variedad de alimentos adecuados, de calidad y en cantidad suficiente es uno de los más importantes problemas en muchos países, aun en los que cubren el suministro apropiado en el ámbito nacional.

Reflexiona

En realidad, en todos los países existen personas hambrientas. En nuestro continente, ¿qué países tienen este problema? ¿Sucede lo mismo en los países colindantes? ¿Por qué crees que sucede? ¿En nuestro país habrá personas que padezcan hambre? ¿Quiénes y por qué crees que sucede?

En general, las personas con más probabilidad de padecer hambre son los pobres, los que carecen de educación o de un trabajo seguro, quienes no tienen tierra donde cultivar alimentos y aquellos con necesidades nutrimentales especiales, como los niños, las mujeres embarazadas o las que amamantan. En las zonas de guerra o con disturbios civiles, en las zonas afectadas por fenómenos naturales —inundaciones, terremotos— se presenta el hambre de la población a corto y largo plazos.

Cabe ahora definir que el **hambre** es la escasez de los alimentos necesarios y en cantidad suficiente para cubrir las necesidades nutricionales de una persona. Por lo tanto, en la actualidad el hambre se establece como la relación entre la cantidad de alimentos producidos y el total de la población mundial, aunque también existen otros factores que determinan las zonas donde se presentan el hambre y la malnutrición, por ejemplo, la demanda, distribución y disponibilidad de alimentos, así como su pérdida y desperdicio.

El abastecimiento total de alimentos está en relación directa con la superficie de tierra que se dedica al cultivo, y con el rendimiento por unidad de superficie. La agricultura y la ganadería generan 95% de las calorías que alimentan a la población mundial; el porcentaje restante proviene de la pesca.

Aunque se estima la existencia de 80 000 plantas comestibles, sólo se utilizan cerca de 100 para alimentar a casi 90% de la población mundial y al ganado. Las plantas que más se cultivan para la alimentación son trigo, arroz, maíz, papa y cebada; las que aportan la mitad del consumo de calorías son trigo, arroz, cebada y sorgo. Los países que aportan 70% de los alimentos que consumimos son Estados Unidos, algunos países de la Unión Europea (Francia, España, Alemania, Países Bajos), China y Brasil; 15% lo producen India, Japón, México y Canadá.

En Latinoamérica y el Caribe (cerca de 52 millones de personas) 10% de la población sufre desnutrición o hambre, a pesar de que esta región aporta gran parte de los alimentos al resto del mundo (Brasil y México). Esto demuestra que la principal causa de desnutrición radica en la inadecuada distribución de alimentos y en la falta de acceso de la población más vulnerable a estos recursos, situación cuyo origen son las inmensas diferencias en la distribución de la riqueza.

Los océanos son una fuente muy importante de alimentos; cerca de 90% de lo que se extrae son peces, además de almejas, calamares, pulpos, moluscos y ostras, que representan 6%; los crustáceos como camarones, langostinos y langostas, entre otros, representan 3%, y 1% lo integran las algas.

La pesca anual se calcula en 100 millones de toneladas, que representa 5% de las calorías que consumen los seres humanos, aunque sólo para algunos pueblos los productos del mar son parte fundamental de su alimentación. Los productos marinos contienen nutrimentos especiales para completar una dieta equilibrada por su contenido proteínico y de ácidos grasos poliinsaturados.



Figura 5.1 La principal causa de desnutrición radica en una inadecuada distribución de alimentos debida principalmente a los grandes contrastes en la distribución de la riqueza.

Sin embargo, el Instituto Internacional del Agua de Estocolmo, la Organización de las Naciones Unidas para la Agricultura y la Alimentación (FAO) y el Instituto Internacional del Manejo del Agua (International Water Management Institute) realizaron un estudio según el cual la crisis alimentaria es una crisis de los residuos, pues determinaron que alrededor de la mitad de la producción mundial de alimentos se desperdicia durante su procesamiento, transporte y duración en supermercados y cocinas del mundo. Es decir, una enorme cantidad de alimentos se pierden junto a un gran derroche de agua. Esto provoca una crisis alimentaria, ya que mientras en algunas zonas del mundo existen grandes excesos alimentarios, en otras se presenta un déficit importante de alimentos.

Al margen de lo anterior, mientras en diversas regiones del planeta se padece hambre y, por lo tanto, hay desnutrición, en otros países existe malnutrición no por falta de alimento, sino por ignorancia de lo que es una dieta adecuada; hay consumo excesivo de productos industrializados, altos en grasas, sales y conservadores, y se abusa de la ingestión de productos de origen animal, en detrimento del consumo de vegetales y cereales, lo que, sumado a la vida sedentaria, ocasiona desde sobrepeso y obesidad hasta problemas como hipertensión arterial y diabetes, lo que conlleva riesgo de muerte prematura.

Cabe señalar que de acuerdo con datos de 2010, la población mexicana ocupa el primer lugar mundial en obesidad infantil, y 70% de los adultos del país padece sobrepeso u obesidad, lo que significa que en el futuro inmediato, el sistema de salud no podrá brindar atención médica a todas estas personas cuando empiecen a desarrollar los problemas inherentes a esta condición.



Figura 5.2 La obesidad y el sobrepeso en nuestro país se han convertido en un grave problema de salud. La aparición de estos trastornos en menores implica a futuro un gran reto para las instituciones de salud, pues serán insuficientes los recursos para atender a esta población.

5.1.2 Sales minerales: Na, K, Ca, P, S y Cl

Los minerales representan entre 4 y 5% del peso corporal total de un hombre de 70 kg, es decir, 2.8 kg. Éstos realizan una función plástica, estructural y reguladora de las funciones del organismo; además auxilian a las enzimas a realizar sus funciones, como la regulación del metabolismo, la contracción muscular, la transmisión de impulsos nerviosos, la coagulación de la sangre, etc.; también ayudan a mantener en buen estado corazón, huesos y dientes; regulan la transmisión neuromuscular, la permeabilidad de las membranas celulares y el balance hidroelectrolítico; permiten la entrada de sustancias a las células (por ejemplo, la glucosa requiere sodio para aprovecharla como fuente de energía); y mantienen el equilibrio ácido-base en el organismo. Por lo tanto, los minerales tienen un papel primordial en el buen funcionamiento físico y mental del ser humano.

Los requerimientos diarios de minerales son mínimos, pero su deficiencia produce una serie de enfermedades capaces de afectar el organismo de manera permanente. Conviene señalar que diariamente se pierden alrededor de 30 g a través de la orina, el sudor y las heces, y, por lo tanto, deben reponerse mediante la alimentación con el fin de mantener una concentración normal en los líquidos corporales.

En el ser humano y los animales vertebrados superiores, la sangre transporta a todas las células del organismo los nutrimentos, incluidas las sales minerales.

Actualmente se sabe que existen 14 minerales indispensables para la buena salud; se clasifican según los requiere el ser humano. Los **macrominerales** son aquellos de los que se necesitan en la dieta cantidades mayores a 100 mg/día; los **microminerales**, oligoelementos o elementos traza, se requieren en la dieta en cantidades menores a 100 mg/día. Los macrominerales y trazas de minerales no deben suministrarse sin supervisión médica, pues muchos de ellos son muy tóxicos en grandes cantidades. Una dieta equilibrada y sana evita recurrir a los suplementos extra de minerales para remediar una insuficiencia nutrimental.

En el organismo se hallan algunos minerales disueltos en agua, como cloro y sales de sodio o de potasio, que son importantes para el funcionamiento de los sistemas nervioso y muscular. Otros se encuentran en estado sólido por precipitación, como los carbonatos y fosfatos, que intervienen en la formación del esqueleto. Así, los carbonatos son componentes básicos de los huesos y dientes; los fosfatos forman parte de los huesos, y el hierro posibilita que el oxígeno llegue a todas las células del organismo.

5.1.3 Trazas de minerales: Mn, Fe, I, F, Co y Zn

Existen trazas de minerales que se encuentran en el organismo de manera vestigial (en mínima cantidad), aunque son imprescindibles para un adecuado desarrollo del organismo. Hay 60 oligoelementos que forman parte de los seres vivos; sin embargo, sólo 14 son comunes para la mayoría: manganeso, hierro, yodo, flúor, cobre, cobalto, zinc, boro, silicio, vanadio, cromo, selenio, molibdeno y estaño.

El cobre, yodo, flúor y zinc son necesarios para el crecimiento del organismo; también son básicos durante el ciclo reproductivo de plantas y animales; en el caso de los seres humanos, lo son desde que el espermatozoide fecunda el óvulo. El cromo es indispensable para el funcionamiento de la insulina. El zinc, selenio y cobre intervienen para lograr un adecuado funcionamiento del sistema inmunológico.



Figura 5.3 Gracias al hierro, mediante la hemoglobina, los glóbulos rojos pueden llevar el oxígeno a todas las células del organismo.

Actividades

Elabora un informe, que entregarás en forma de folleto, donde describas las cantidades diarias necesarias de los siguientes microminerales: cobre, silicio, vanadio, cromo, boro, selenio, molibdeno, litio, germanio y estaño, así como su función, alimentos que los contienen y los padecimientos derivados de su deficiencia o exceso en el organismo.

5.1.4 Vitaminas

Son componentes orgánicos indispensables para el buen funcionamiento del organismo. El ser humano y los animales no las pueden sintetizar, por lo que deben suministrarse mediante la dieta en pequeñas cantidades; son indispensables porque funcionan como **coenzimas**. También intervienen como **cofactores** de enzimas al combinarse con las proteínas para producir enzimas que actúan de forma general en el metabolismo, como las vitaminas A, K y C, o en compuestos específicos, como el ácido fólico y la vitamina B_{12}; participan en las reacciones metabólicas de óxido-reducción; estabilizan las membranas (vitamina E) y realizan funciones hormonales (vitaminas A y D).

Las vitaminas pueden clasificarse según la función de su actividad o los problemas que previenen: antioxidantes (vitaminas A y E), antianémicas (vitamina B_{12} y ácido fólico), antihemorrágica (vitamina K), antirraquítica (vitamina D) y antixeroftálmica (vitamina A). El déficit vitamínico ocasiona numerosas enfermedades, y la carencia es tan grave que puede ocasionar la muerte; sin embargo, la adición de pequeñas cantidades de vitaminas puede prevenirlas o curarlas.

Debido a la existencia de determinadas bacterias en el intestino, el organismo humano puede sintetizar pequeñas cantidades de ciertas vitaminas (K y unas del tipo B). Algunas vitaminas, como la D, para comportarse como tales, requieren activarse mediante radiación solar.

Aunque las vitaminas tienen grandes diferencias entre sí, presentan algunas características comunes: su estructura es diferente de los macronutrientes, se encuentran en muy pequeñas cantidades en los alimentos, y a pesar de que algunas se pueden sintetizar en el organismo, este proceso es insuficiente y no satisface los requerimientos nutricionales.

Es recomendable ingerir las vitaminas en alimentos frescos, como frutas y verduras; también se encuentran en la cáscara de las frutas, por lo tanto, siempre es conveniente lavarlas para comerlas en forma higiénica. La mayoría de las vitaminas se destruyen con la acción de la luz, el calor y el contacto con el aire, así como mediante los procesos de conservación de los alimentos o durante su preparación culinaria.

Las vitaminas también se pueden clasificar de acuerdo con su solubilidad:

Liposolubles Se disuelven en disolventes orgánicos no polares porque se forman de cadenas y anillos de hidrocarburos no polares, es decir, son solubles en aceites y grasas; se incluyen las vitaminas A, D, E y K, que se almacenan en las células grasas del organismo, principalmente en el hígado.

Son estables en presencia de energía térmica. El intestino delgado las absorberá si presenta una absorción y digestión eficaz de las grasas, debido al trabajo de las sales biliares y a una apropiada capacidad de absorción de la pared intestinal. Se excretan por las heces y no es necesaria una ingesta diaria, ya que el cuerpo las puede almacenar. Dosis elevadas pueden causar intoxicaciones, sobre todo de vitaminas A y D.

Hidrosolubles Se disuelven en agua y se relacionan con alimentos con grandes contenidos de agua, por ejemplo: el complejo de las vitaminas B (tiamina o B_1, rivoflamina o B_2, piridoxina o B_6, cobalamina o B_{12}, niacina, biotina y ácido pantoténico), ácido fólico y vitamina C. Son frágiles, por lo que se maltratan con facilidad e incluso se destruyen debido a un almacenamiento inadecuado o una prepara-



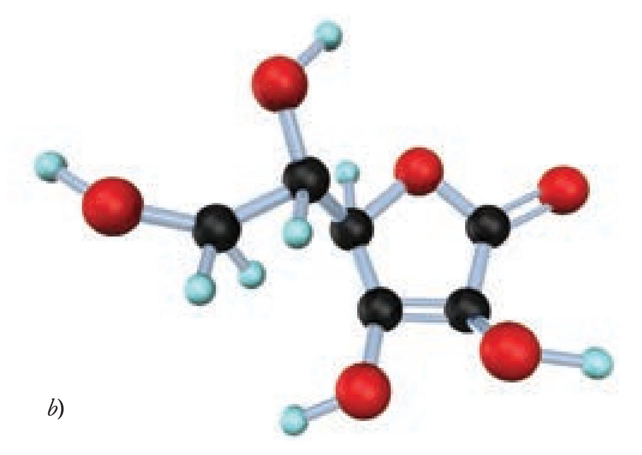


Figura 5.4 Fuentes naturales (*a*) y molécula de la vitamina C (*b*), la cual es antioxidante, estimula el sistema inmune y colabora en la fijación del hierro.

Tabla 5.2 Tabla de vitaminas

	Nutrimento	Función	Fuentes
Liposolubles	Vitamina A (retinol)	Necesario para el mantenimiento y crecimiento de los tejidos, dientes y huesos; vital para la visión y las mucosas.	Vísceras de animales, mantequilla, atún, quesos, hígado, pescado graso.
	Vitamina A (betacaroteno)	Antioxidante para la visión; protege contra el cáncer.	Verduras de hoja verde oscuro, frutas amarillas, raíces de color anaranjado.
	Vitamina D	Necesario para huesos saludables y la correcta absorción del calcio. Se origina por la exposición a la luz del sol.	Sardinas, atún, quesos grasos, margarina, champiñones, huevos, pescado, leche y yogurt.
	Vitamina E (α-tocoferol)	Antioxidante que ayuda a mantener las membranas celulares; protege los tejidos de los pulmones, piel, hígado y pecho.	Aceite de maíz, germen de trigo, avellanas, almendras, coco, aceite de oliva, margarina y nueces.
	Vitamina K	Necesaria para la coagulación de la sangre.	Hojas de vegetales verdes, hígado de bacalao.
Hidrosolubles	Vitamina C (ácido ascórbico)	Antioxidante necesario para el mantenimiento de los vasos sanguíneos y la cicatrización de heridas; estimula el sistema inmune y colabora en la fijación del hierro.	Kiwi, guayaba, pimiento rojo, perejil, limón, coliflor, espinacas, fresas y naranja.
	Vitamina B_1 (tiamina)	Necesaria para el tono muscular, las funciones nerviosas, el crecimiento y la metabolización de los carbohidratos.	Huevos, carnes de cerdo o de vaca, cacahuates, garbanzos, lentejas, avellanas, nueces, ajo.
	Vitamina B_2 (riboflavina)	Interviene en el metabolismo de los ácidos grasos y los aminoácidos; colabora en la formación de anticuerpos y glóbulos rojos.	Germen de trigo, almendras, cocos, champiñones, huevos, lentejas.
	Vitamina B_3 (niacina)	Fomenta el buen funcionamiento de las células, el sistema nervioso, la piel y el aparato digestivo.	Hígado de ternera, almendras, germen de trigo, arroz integral, setas.
	Vitamina B_6 (pirodoxina)	Necesaria para la metabolización de proteínas, la formación de anticuerpos y la síntesis de hormonas.	Sardinas, nueces, lentejas, vísceras, garbanzos, carne de pollo, atún, avellana, plátanos.
	Biotina (vitamina H, vitamina B_7 o vitamina B_8)	Interviene en el metabolismo de grasas, carbohidratos y proteínas.	Frutos secos, frutas, leche, hígado, levadura de cerveza.
	Vitamina B_5 (ácido pantoténico)	Necesaria en la síntesis de ácidos grasos y colesterol, incluidos los subproductos como la bilis, la vitamina D y las hormonas.	Vísceras, levadura de cerveza, yema de huevo, cereales integrales.
	Ácido fólico	Necesario en la formación de glóbulos rojos, la división celular y la digestión y metabolismo de las proteínas.	Lechuga, levadura de cerveza, zanahorias, tomate, perejil, espinacas.
	Vitamina B_{12} (cobalamina)	Necesaria para el metabolismo de las proteínas, las grasas y los carbohidratos. Interviene en la formación de los glóbulos rojos y en el mantenimiento del sistema nervioso.	Huevos, productos lácteos y alimentos de origen animal.

ción culinaria excesiva. A través de procesos activos y pasivos el organismo puede absorberlas; se encuentran unidas a las proteínas al ser transportadas, y en solución libre. No se almacenan en el organismo, a excepción de la vitamina B_{12}. Se excretan a través de la orina y se requiere de una ingesta diaria. Todas las vitaminas hidrosolubles son coenzimas que poseen grupos polares –OH, $–NH_2$ y –COOH; su exceso en el organismo puede causar reacciones tóxicas.

5.2 Fuentes de energía y material estructural: las macromoléculas

Ahora sabemos que los seres vivos se forman con los mismos elementos y moléculas, casi en los mismos porcentajes. Aproximadamente, 70% de las moléculas son inorgánicas, y el resto son orgánicas, es decir, contienen carbono. Las sustancias con carbono también se llaman compuestos orgánicos y se componen principalmente de carbono e hidrógeno, así como de algunos elementos como oxígeno, nitrógeno, azufre y fósforo. Existen dos tipos de compuestos orgánicos, los pertenecientes a los materiales inertes, como los del petróleo y sus derivados (véase la unidad 4), y aquellos presentes en los seres vivos, denominados biomoléculas o macromoléculas.

Las **biomoléculas** o **macromoléculas** son compuestos orgánicos que sólo los seres vivos pueden sintetizar y degradar para conseguir energía y regular las funciones celulares; además son vitales para la organización y funcionamiento de los millones de células del organismo. En cada célula existen miles de tipos de biomoléculas, la mayoría corresponde a cuatro grandes subgrupos, carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos, como ya se mencionó. Las estructuras moleculares de estos grupos funcionales se relacionan con la función que desempeñan en el organismo y la forma en que afectan la salud y la vida de los seres vivos.

Las macromoléculas tienen elevadas masas moleculares y determinan las propiedades químicas y el organismo obtiene de la combustión de alimentos ingeridos la energía y el material estructural, es decir, la energía necesaria para el crecimiento y desarrollo corporal, reproducción, regulación, reparación y el movimiento.

5.2.1 Energéticos de la vida: carbohidratos, estructura y grupos funcionales

Los carbohidratos, también conocidos como hidratos de carbono, glúcidos o azúcares (por su sabor dulce), son sustancias que proporcionan energía mediante algunos alimentos económicos y ricos en fibra (entre 40 y 75% de la energía obtenida por ingesta). La mayoría de los carbohidratos se encuentra en alimentos de origen vegetal, como cereales, frutas, tubérculos, etc. Los vegetales los almacenan como energía potencial, que sintetizan durante la fotosíntesis a partir del agua y dióxido de carbono.

Cuando se digieren los carbohidratos —compuestos formados de carbono, hidrógeno y oxígeno—, se transforman en glucosa, azúcar presente en casi todos los procesos del organismo. La oxidación de la glucosa en el ámbito celular genera la mayoría de la energía que necesita el organismo.

Existen dos tipos de carbohidratos, los simples (monosacáridos y disacáridos), presentes principalmente en las frutas y la leche, y los complejos (polisacáridos), es decir, con tres o más carbohidratos simples, y se hallan en tubérculos como papa, camote y yuca.

Con respecto a la estructura química, los **grupos funcionales** (estructuras submoleculares de composición elemental específica que confiere reactividad a la molécula que los contiene) de los carbohidratos son polihidroxialdehídos y polihidroxicetonas, ya que los más sencillos contienen grupos funcionales aldehído (–CHO) o cetona (–CO–), y contienen varios grupos hidroxilo ($-OH^-$) (tabla 5.3).

Los carbohidratos se clasifican de acuerdo con un grupo funcional en **aldosa** (un grupo aldehído) o **cetosas** (un grupo cetónico). Sólo algunos azúcares contienen nitrógeno (N), fósforo (P) o azufre (S). La fórmula general de los carbohidratos es $C_n(H_2O)_n$ o $C_nH_{2n}O_n$, es decir, por cada átomo de carbono y oxígeno hay dos de hidrógeno.

Monosacáridos

Tienen entre tres y hasta siete carbones; algunos pueden presentar una estructura cíclica en forma de pentágono o hexágono, y en una de las esquinas se encontrará un átomo de oxígeno para cerrar el anillo; los carbonos tendrán unidos grupos hidroxilo (figura 5.5 de la página siguiente).

La glucosa es el combustible básico de los seres vivos; si observas con cuidado su estructura química, notarás que la forman seis átomos de carbono y un grupo aldehído.

Tabla 5.3 Grupos funcionales de los carbohidratos.

Grupo funcional	Función orgánica	Ejemplo
Hidroxilo H–O⁻	Alcohol R–OH	Metanol $H-C(H)(H)-OH$
Carbonilo	Aldehído $H(R)C=O$	Etanal $H-C(H)(H)-C(H)=O$
Cetónico o cetonilo	Cetona $R(R)C=O$	Propanona $H_3C-C(=O)-CH_3$

La cantidad de átomos de cada molécula establece el nombre del monosacárido; los que tienen tres átomos de carbono se llaman triosas; los de cuatro, tetrosas; las de cinco, pentosas, y los de seis, hexosas.

Los monosacáridos son sustancias blancas, de sabor dulce; se pueden cristalizar, son solubles en agua y no se hidrolizan (no se separan en unidades de carbohidratos más pequeñas). Se oxidan con facilidad transformándose de un aldehído en ácido carboxílico, por lo que tienen un poder reductor (al oxidarse con iones Fe^{3+} o Cu^{2+}).

Los monosacáridos se vuelven inestables a partir de 7°C, y presentan características de esteroisómeros (es decir, existen moléculas que tridimensionalmente son la imagen en espejo de otra), a excepción de la cetotiosa o dihidrocetona; así, la disposición del grupo $-HO^-$ a la derecha del átomo de carbono establece que se trata de un isómero D; si el grupo está a la izquierda, se trata de un isómero L (figura 5.6).

Si el monosacárido posee varios esteroisómeros, los que poseen a la derecha el grupo –OH del átomo de carbono más alejado del grupo carboxilo pertenecen a la serie D, y

Figura 5.6 Clases de esteroisómeros de los monosacáridos: D-gliceraldehído y L-gliceraldehído.

Forma cíclica ⇌ Forma de cadena abierta
Glucosa

Forma cíclica ⇌ Forma de cadena abierta
Galactosa

Forma cíclica ⇌ Forma de cadena abierta
Fructuosa

Forma cíclica ⇌ Forma de cadena abierta
Ribosa

Forma cíclica ⇌ Forma de cadena abierta
Desoxirribosa

Figura 5.5 Los azúcares simples más usuales son glucosa, galactosa, fructuosa, ribosa y desoxirribosa.

aquellos que lo tienen a la izquierda, a la serie L. Cuando los monosacáridos sólo se diferencian en el –OH de un carbono se llaman efímeros; si corresponden a imágenes o reflejos de un espejo entre sí se llaman enantiómeros (figura 5.7).

Gran parte de los monosacáridos que sintetizan los seres vivos son isómeros de la serie D debido a los tipos de enzimas que los sintetizan. Enseguida se detallan los monosacáridos más comunes.

Glucosa (o dextrosa) ($C_6H_{12}O_6$) Casi no se encuentra en los alimentos naturales, a excepción de algunas frutas (uva) y verduras; sin embargo, es el componente básico en todos los carbohidratos glucémicos (el más abundante que integra los disacáridos y polisacáridos más importantes). Es el carbohidrato al que se transforman todos los demás para ser usados por los seres vivos.

Fructosa (levulosa o azúcar de fruta) ($C_6H_{12}O_6$) Presente en la miel y en pequeñas cantidades en algunas frutas (peras, higos, uvas, ciruelas) y verduras (cebollas, achicorias, etc.). Es muy soluble y dulce (por su mayor poder edulcorante).

Galactosa ($C_6H_{12}O_6$) Muy limitada en los alimentos, es parte importante de la lactosa; se libera en el intestino debido a la acción de la enzima lactasa y de diversos polisacáridos vegetales. Forma parte de los glucolípidos y glucoproteínas presentes en las membranas celulares.

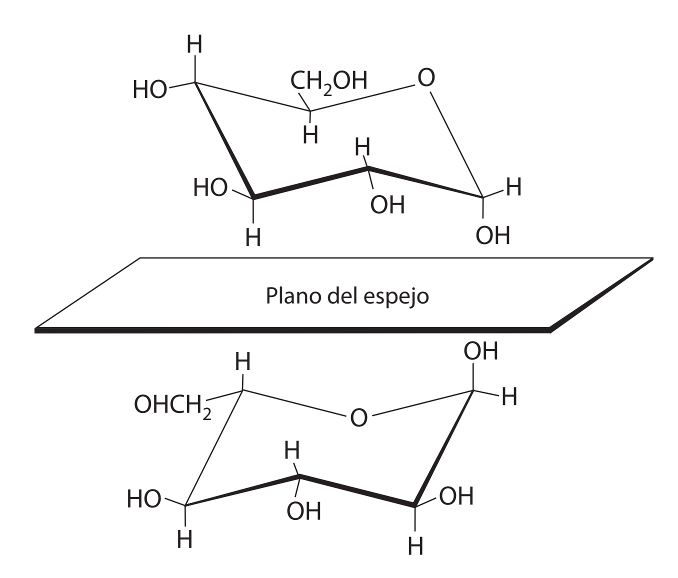


Figura 5.7 Las imágenes o reflejos en espejo de un monosacárido son enantiómeros.

Oligosacáridos

Estos compuestos los forman cadenas cortas de monosacáridos, que van desde dos hasta 100 unidades o monómeros. Se encuentran más abundantemente como disacáridos. Forman parte de biomoléculas como los glucolípidos y de las glucoproteínas.

Los oligosacáridos son dulces y solubles en agua, se pueden cristalizar, hidrolizar y ser reductores; además, tienen propiedades gelificantes. No se encuentran en grandes cantidades en los alimentos, pero su número en las legumbres es superior al de los azúcares. Se usan en la preparación de muchos productos alimenticios y son muy digeribles para el organismo.

Los disacáridos —que almacenan energía de corto plazo— más importantes por su beneficio biológico y abundancia son:

Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) La forman una molécula de glucosa y una de fructosa. Se encuentra en casi todas las frutas y verduras de manera libre, sobre todo en la caña de azúcar y en la remolacha azucarera. Se utiliza en el azúcar de mesa y en alimentos dulces elaborados con sacarosa. El consumo excesivo acentúa el riesgo de obesidad y favorece el desarrollo de caries y placa dental.

Maltosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) También llamada azúcar de malta; sólo se encuentra en el grano germinado de la cebada y se obtiene durante la hidrólisis del almidón y del glucógeno. La constituyen dos moléculas de glucosa unidas entre sí. Se industrializa debido a su gran solubilidad, estabilidad térmica y resistencia a la cristalización.

Lactosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) Es el único azúcar procedente de los animales (leche de los mamíferos, yogur y otros derivados lácteos, como el queso) y el menos dulce. Es una importante fuente de energía de las crías de los mamíferos; lo constituyen una molécula de glucosa y una de galactosa, unidas por un enlace tipo β (1-4).

Polisacáridos

Estos compuestos los forman largas cadenas de monosacáridos que pueden tener desde 11 moléculas hasta miles, y ser ramificados o lineales. Tienen un peso molecular elevado, y están unidos mediante un enlace O-glucosídico con la pérdida de una molécula de agua. Estas uniones se pueden dar en dos posiciones: alfa (α), cuando el grupo –OH está orientado hacia abajo, y beta (β), si el grupo –OH se orienta hacia arriba (figura 5.9).

Un polisacárido formado por monosacáridos iguales se llama homopolisacárido; si la macromolécula la forman dos o más clases de monosacáridos se llama heteropolisacárido. Sirven como reservas energéticas o pueden proporcionar estructura a los seres vivos; los usan las plantas como celulosa, almidón y pectinas, y los animales, en escasa cantidad, como glucógeno para almacenar energía.

Las funciones biológicas de los polisacáridos están relacionadas con el tipo de enlace entre los monosacáridos que los forman. Por ejemplo, para una función estructural tienen un enlace α-glucosídico; mientras que para utilizarse como reserva energética tienen un enlace β-glucosídico. Los polisacáridos más abundantes en la naturaleza son:

Almidón También conocido como fécula; es el más abundante de los polisacáridos en la alimentación, ya que es la forma esencial que utilizan las plantas para almacenar ener-

Figura 5.8 Fuentes naturales de la glucosa, fructosa y galactosa: uvas, miel y leche, respectivamente.

Tabla 5.4 Oligosacáridos: forma estructural y fuentes naturales.

Oligosacárido	Estructura	Fuentes naturales
Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	D – α – Glucosa / D – β – Glucosa	Caña de azúcar
Maltosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	Maltosa (forma α): D – α – Glucosa / D – α – Glucosa	Granos germinados de cebada
Lactosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)	Lactosa (forma α): D – β – Galactosa / D – α – Galactosa	Productos lácteos

gía. Se encuentra en los granos de cereales (trigo, arroz, etc.), verduras, en otros vegetales (raíces como la yuca, tubérculos como la papa, jícama y camote) y en frutos secos (bellotas y castañas); lo forman numerosas moléculas de glucosa (amilosa y amilopectina) unidas entre sí, formando cadenas lineales (amilosa) y ramificadas (amilopectina) (figura 5.10).

Glucógeno Es un polisacárido de reserva en los animales superiores; se almacena en el hígado (10%) y en los múscu-

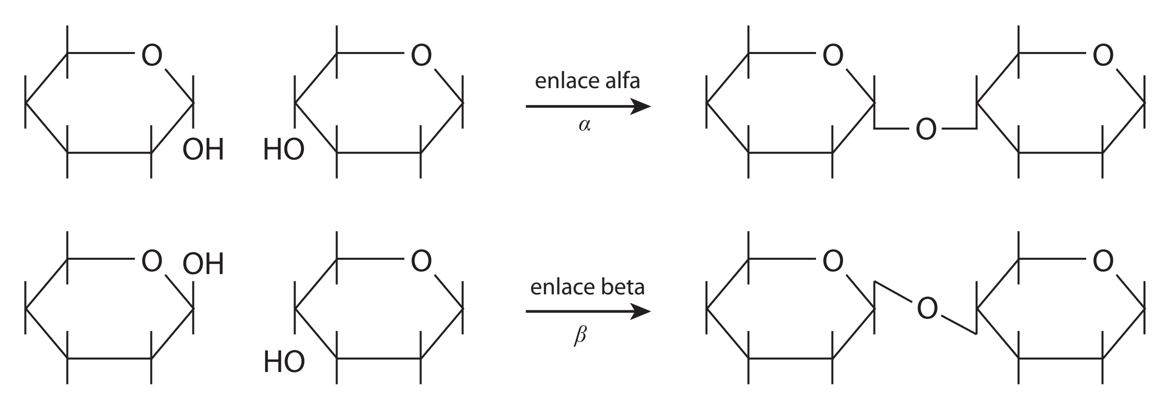


Figura 5.9 Enlaces alfa y beta en los polisacáridos.

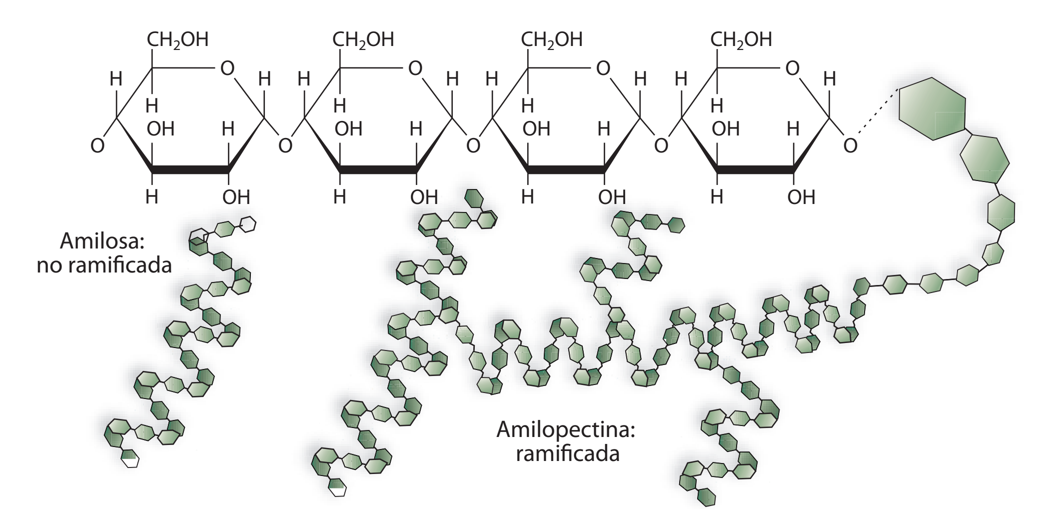


Figura 5.10 El almidón lo forma una cadena de moléculas de glucosa que puede ser lineal o ramificada.

los (2%); desde allí el organismo lo utiliza muy rápidamente para reponer la glucosa sanguínea en el caso del hígado, y en el de los músculos con el fin de conseguir energía para el movimiento. También se encuentra en los hongos. Lo forman más ramificaciones de glucosa que la amilopectina (una rama cada 8 o 12 unidades de glucosa en la cadena lineal) (figura 5.11). Cada molécula está asociada a enzimas de síntesis y degradación del polisacárido y tienen un gran peso molecular.

Celulosa Es el más abundante de los compuestos orgánicos, se encuentra en las paredes celulares de los vegetales formando la parte resistente y leñosa. Se encuentra sobre todo en los cereales, y es el componente principal de la madera (50%), del algodón y cáñamo. También 50% de la materia orgánica de la biosfera se compone de celulosa. Es un polisacárido estructural constituido por moléculas de D-glucosa (celobiosas) unidas mediante un enlace glicosídico β (1-4), que ayuda a crear polisacáridos lineales más rígidos que interactúan entre ellos para elaborar microfibrillas que se unen para formar fibrillas, que a su vez producen fibras más resistentes y duras (figura 5.12).

Sólo los rumiantes (vacas, ovejas, etc.), algunas especies de cucarachas y las termitas pueden degradar la celulosa

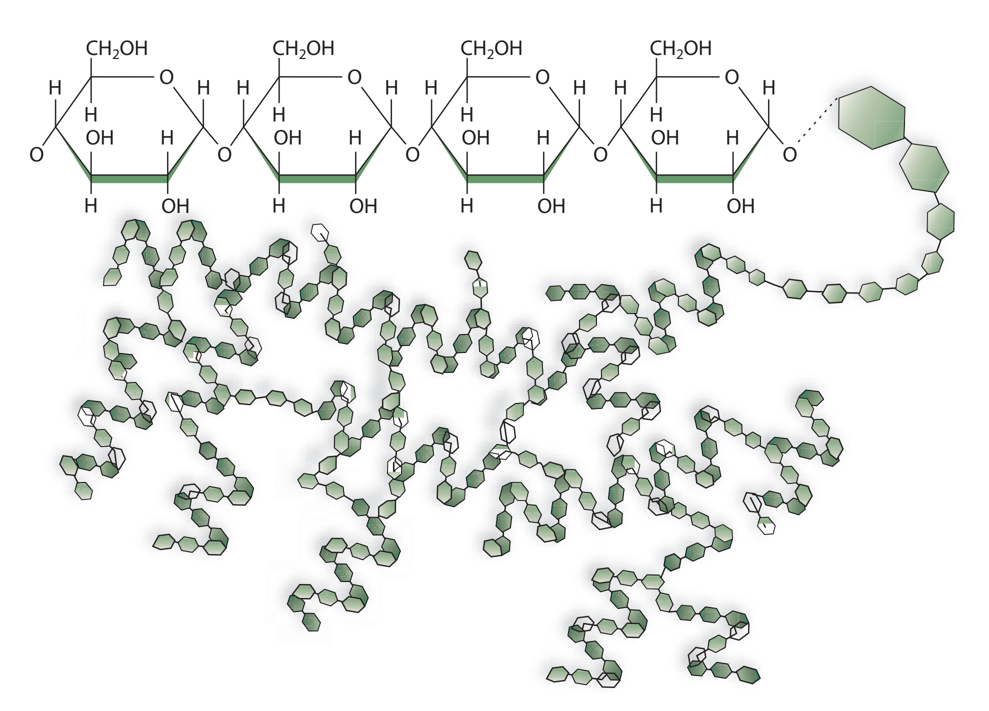


Figura 5.11 El glucógeno, un polisacárido muy ramificado con moléculas de glucosa, almacena una reserva de energía para los animales en forma de glucógeno.

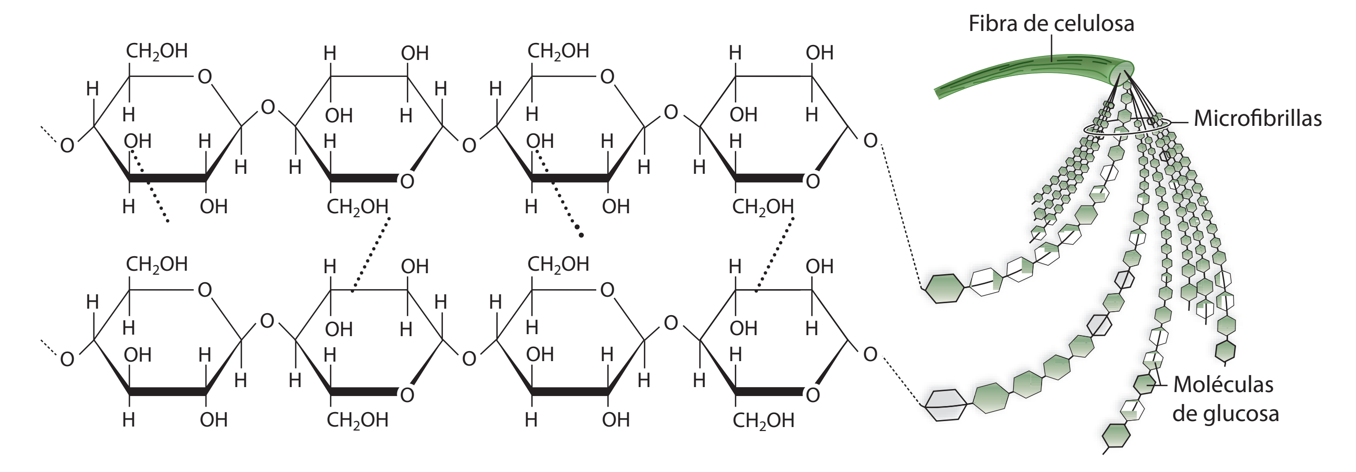


Figura 5.12 La celulosa es una macromolécula que forma parte de las paredes celulares de las plantas; su función es estructural y de sostén.

porque tienen enzimas, bacterias y protozoos que ayudan a degradar la celulosa basándose en la enzima celulasa que secretan.

Quitina Es un polisacárido de la N-acetilglucosamina con enlaces de glicosídico β (1-4) que no se ramifica. Forma el exoesqueleto (caparazón) de varios artrópodos y la pared celular de los hongos. Sus cadenas constituyen capas que se sobreponen para cumplir una función estructural que proporciona postura y sostén a algunos organismos (figura 5.13).

5.2.2 Almacén de energía: lípidos, estructura y grupos funcionales

Los lípidos son nutrimentos de gran valor energético que se hallan en varios órganos del cuerpo, como los del sistema

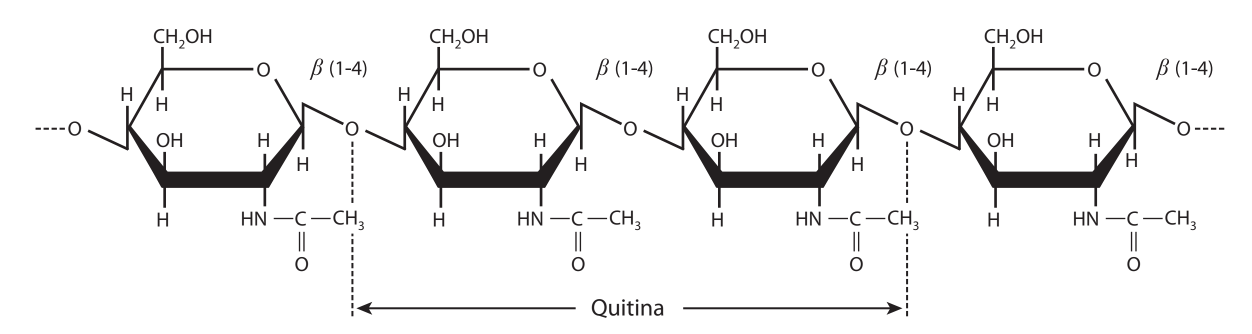


Figura 5.13 La quitina es un polisacárido que forma el exoesqueleto de muchos insectos pues les brinda postura y sostén.

Actividades

1. Explica las funciones biológicas de los carbohidratos.
2. Dibuja los grupos funcionales hidroxilo y carbonilo, y las moléculas de los grupos aldehído, cetónico y alcohol presentes en la glucosa y en la fructuosa. Marca cada uno con un color. Señala las similitudes y diferencias que encuentres.
3. La digestión de los polisacáridos sólo ocurre en presencia de agua. ¿Por qué? Justifica tu respuesta e incluye una ecuación química.
4. Elabora modelos de la sucrosa y la glucosa; marca los grupos funcionales.
5. ¿Cuáles son las diferencias y semejanzas entre la estructura del almidón y de la celulosa? ¿Cómo afecta esto nuestra capacidad para digerir estos polisacáridos?
6. Escribe la siguiente ecuación balanceada: síntesis de la sucrosa a partir de la glucosa y fructuosa.
7. ¿Cuál es la función de las grandes cantidades de almidón presente en las semillas de las plantas? Justifica tu respuesta.

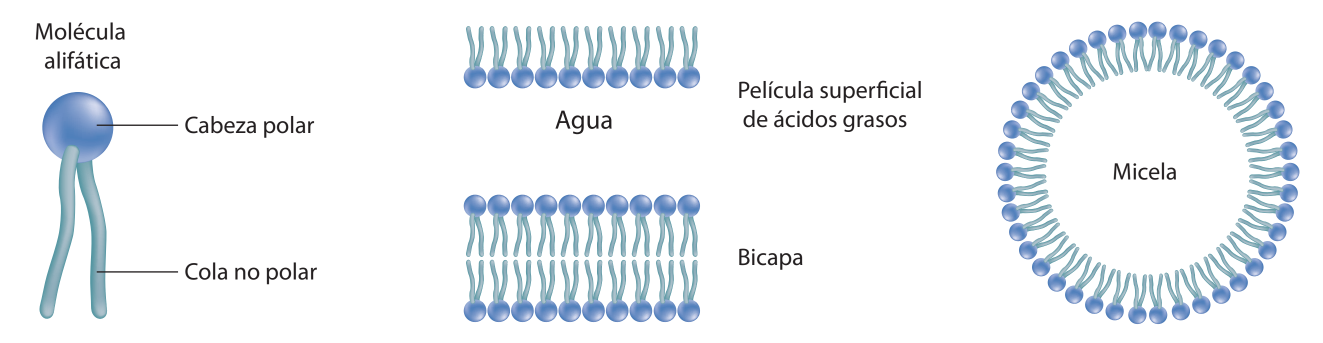


Figura 5.14 La asociación de moléculas anfipáticas permite la formación de micelas y bicapas.

nervioso. Los lípidos más comunes constituyentes de los seres vivos son las grasas, aceites, esteroides y ceras. Las grasas actúan como reserva energética, y si se localizan debajo de la piel de algunos animales sirven como aislantes y los protegen de las bajas temperaturas.

Los lípidos son biomoléculas que contienen carbono e hidrógeno, una menor cantidad de oxígeno y algunas veces nitrógeno, azufre y fósforo. Si a temperatura ambiente la grasa es líquida, se llama aceite, cuando es sólida se la conoce como grasa; ambas son mezclas de triglicéridos. Se organizan en una cadena larga de carbonos con un grupo funcional carboxilo (–COOH) al final de la cadena; son el componente común de los ácidos grasos.

Los lípidos son insolubles en agua porque son sustancias no polares, por ello se pueden disolver en solventes orgánicos de baja polaridad (benceno, éter, cloroformo, acetona, alcohol, etc.). Químicamente, una de sus partes es **hidrófila polar** (la parte polar tiene afinidad hacia el agua, donde se ubica el grupo carboxilo), unida a una parte **hidrófoba apolar** —el resto de la cadena de hidrocarburo, constituida por grupos metileno, ($–CH_2^-$), y metilo ($–CH_3$)—; por lo tanto, se conocen como **moléculas anfipáticas** (insolubles en agua), pues son capaces de formar bicapas y micelas en ella (figura 5.14). Los lípidos son menos densos que el agua y untuosos al tacto (dejan manchas características en papeles y telas).

Debido a la diversidad de características químicas, los lípidos se clasifican según su importancia biológica (figura 5.15), o también bajo criterios de saponificación (capaces de formar jabones, como se explica más adelante), si son simples o complejos, y considerando los grupos moleculares a los que pertenecen.

Entre las principales funciones de los lípidos se encuentran proporcionar una mayor cantidad energética almacenada; ayudar a la elaboración de metabolitos (hormonas esteroideas y prostaglandinas); ser receptores y moduladores de las actividades metabólicas; constituir la mayor parte de las estructuras de las membranas celulares; contener ácidos grasos esenciales; funcionar como aislante térmico y barrera de protección en algunos mamíferos, mientras que en las plantas forman una barrera de cera que las protege de la deshidratación, enfermedades y parásitos; actuar como

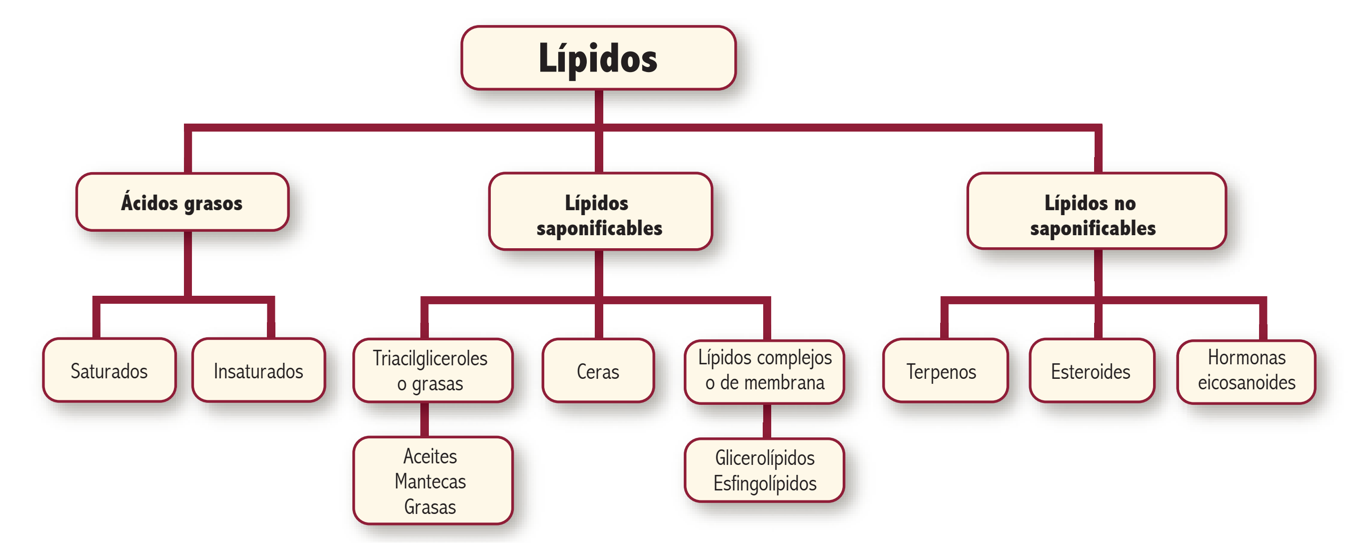


Figura 5.15 Clasificación de los lípidos según su importancia biológica.

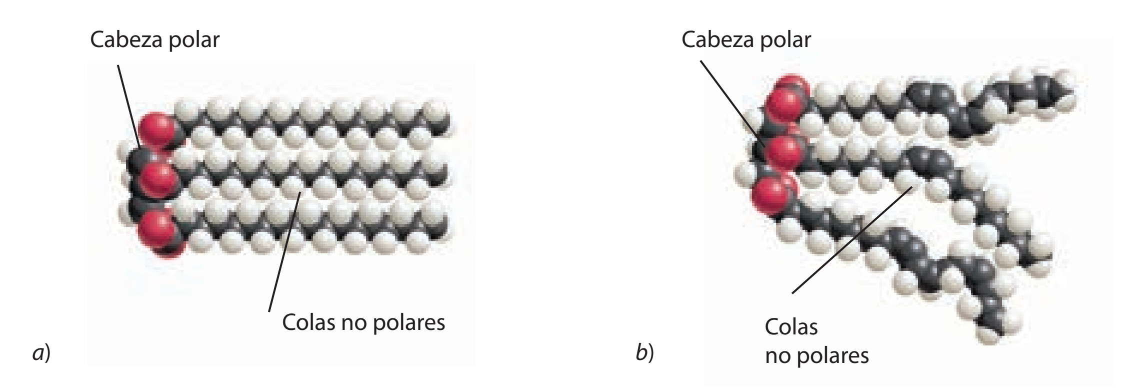


Figura 5.16 Cadenas de ácidos grasos: *a*) ácidos grasos saturados y *b*) ácidos grasos insaturados.

vehículos de las vitaminas liposolubles; aumentar el poder de saciedad de los alimentos; y cubrir las fibras de mielina de las neuronas, lo que permite la transmisión de impulsos eléctricos.

Ácidos grasos

Se encuentran en grasas animales y vegetales. Pueden ser saturados o insaturados. Son moléculas de ácidos carboxílicos de cadena larga; su número de carbonos por lo general es par (14 y 22); sin embargo, abundan más los que poseen entre 16 y 18 carbonos.

En la cadena, la parte con carga negativa contiene el grupo carboxilo, por ello su carácter ácido; la parte restante de la molécula es **no polar** (no presenta polaridad) (figura 5.16).

Los **ácidos grasos saturados** no tienen enlaces dobles y sus átomos de carbono libre se saturan con átomos de hidrógeno. Son flexibles y sólidos a temperatura ambiente. Se les halla en las grasas de animales terrestres y sus derivados (leche, queso, embutidos, mantequilla [el ácido butírico que le da sabor], productos de panadería), en algunos aceites de origen vegetal, como los de coco y palma, y en la margarina. Su ingesta eleva los niveles de colesterol en sangre.

Los **ácidos grasos insaturados** o **poliinsaturados** tienen enlaces dobles rígidos (líquidos aceitosos) entre átomos de carbono contiguos, los cuales no están saturados con hidrógenos o enlaces triples en la cadena. Un ejemplo es el ácido oleico (presente en el aceite de oliva, en frutas como el aguacate y en frutos secos, como cacahuates, nueces, almendras, avellanas, etcétera).

Los ácidos grasos primordiales necesarios en la dieta y que los seres humanos no pueden sintetizar son:

Omega-3 (ácido linoleico) Se encuentra en las grasas y aceites del pescado y otros organismos marinos. Ayuda a regular el colesterol y la tensión arterial, entre otras características.

Omega-6 Se encuentra en vegetales como el maíz, girasol, soya y sus derivados hidrogenados.

Acilglicéridos

Éstos son lípidos simples formados por ácidos grasos (glicerol esterificado por uno, dos o tres ácidos grasos) y un alcohol, que producirán un monoglicérido, un diacilglicérido o un triacilglicérido (triglicérido) liberando una molécula de agua. La unión se realiza entre los grupos –OH de cada molécula, y el enlace covalente forma un éster (R–COO-R′) (figura 5.17).

Los acilglicéridos se clasifican según su estado de agregación molecular a temperatura ambiente:

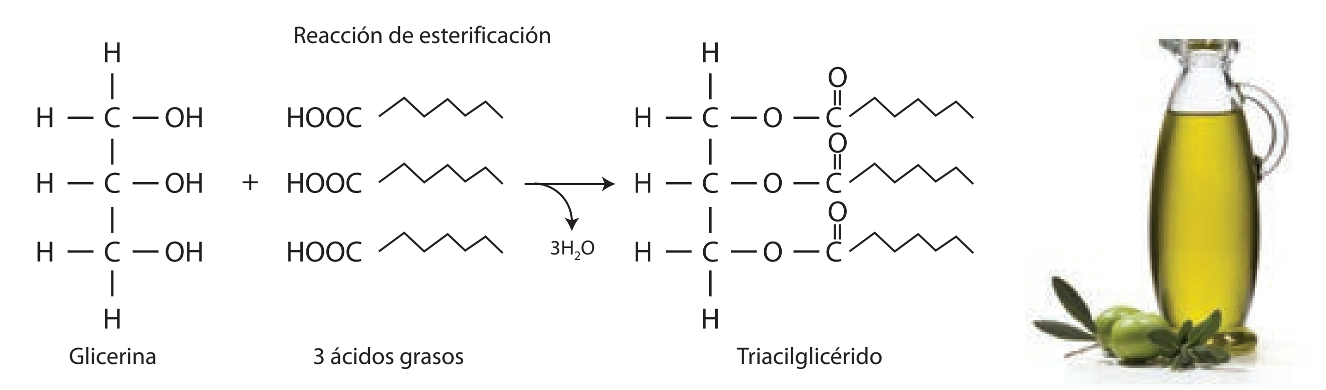


Figura 5.17 Formación de un acilglicérido y aceite de olivo, una de sus fuentes naturales.

Sebos Son aquellos ácidos grasos saturados sólidos y de larga cadena, por ejemplo, sebo de cabra, ovejas, bueyes, entre otros.

Mantecas Grasas casi sólidas cuya fluidez depende de la cantidad de ácidos grasos insaturados que lo integren.

Aceites Son ácidos grasos insaturados de cadena corta o saturados, en estado líquido, presentes en las plantas oleaginosas (monoinsaturados), como los olivos —cuyo fruto, las aceitunas, contienen grandes cantidades de ácido oleico—, semillas de girasol, maíz, soya, etc. Los aceites ricos en ácidos poliinsaturados son el linoleico, el linolénico, presente en algunas plantas, y el eicosapentanoico, que se encuentra en las grasas de los pescados azules.

Entre las principales funciones de los acilglicéridos destacan: actuar como combustible energético, pues son moléculas muy pequeñas que al oxidarse liberan una gran cantidad de energía (9 kcal/g); se usan como aislantes térmicos; se almacenan como reserva energética, y son muy buenos amortiguadores mecánicos, ya que absorben la energía de los golpes protegiendo las estructuras delicadas o que soportan rozamientos continuos.

Triglicéridos

Éstos son los acilglicéridos más importantes; ésteres de tres ácidos grasos que contienen un grupo hidroxilo con una molécula de glicerol. Se clasifican en aceites y grasas, y representan 98% de los lípidos en la dieta. Forman parte de la grasa de la leche, el sebo de res y la manteca de cerdo, así como de todas las grasas animales y aceites vegetales.

De acuerdo con su estructura, pueden ser de::

Cadena corta Estos triglicéridos tienen entre dos y seis átomos de carbono, por ejemplo: el ácido butírico o ácido butanoico ($CH_3CH_2CH_2COOH$) que se encuentra en la mantequilla rancia.

Cadena media Los triglicéridos de este tipo tienen entre 8 y 12 átomos de carbono, por ejemplo: el ácido caprílico o ácido octanoico que se encuentra en la leche de seres humanos y de bovinos; también se halla en el aceite de palma y coco. Se hidroliza con facilidad.

Cadena larga Estos triglicéridos, con más de 12 átomos de carbono, se encuentran en las grasas naturales.

Estos compuestos reaccionan con las bases y se obtiene la sal de un ácido graso que conocemos como jabón, es decir, se saponifican (figura 5.18). La **saponificación** favorece la solubilidad de las grasas porque tienen un extremo polar y otro no polar, por ello se pueden utilizar los jabones para lavar, ya que el extremo polar es soluble y el no polar ayuda a limpiar la mugre y los aceites.

Lípidos complejos o de membrana

Estos compuestos los integran ácidos grasos, alcoholes, glúcidos, ácido fosfórico, derivados aminados, entre otros, que se unen mediante enlaces éster. Los más importantes son los fosfolípidos (glicerofosfolípidos).

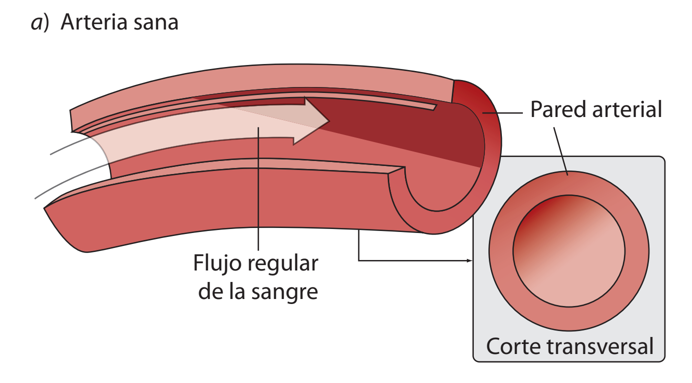
Fosfolípidos Contienen ácido fosfórico que se une formando una molécula de ácido fosfatídico, la cual se constituye de dos ácidos grasos (por lo general, uno saturado y el otro insaturado), una glicerina y un ácido ortofosfórico, mediante enlaces tipo éster. Los fosfolípidos se encuentran en las membranas celulares como fosfoglicéridos, y en esencia, químicamente, son la membrana celular de todas las células; además son vitales en determinados sistemas enzimáticos para emulsionar los lípidos (y así elaborar micelas susceptibles de absorberse y penetrar las células intestinales), transportar los lípidos a través de la sangre, formar las vainas de mielina (esfingomielinas) y las estructuras de dendritas y axones de las neuronas; también son una fuente energética.

Los alimentos que los contienen son yema de huevo, hígado y semilla de soya en forma de lecitina. Las células los pueden sintetizar. Tienen propiedades emulsionantes que favorece su trabajo como disolventes y estabilizadores. La lecitina imposibilita la acumulación de grasa en el hígado y por eso sus moléculas se denominan lipotrópicas.

Reacción de saponificación

Triacilglicérido —(3NaOH, Calor)→ Glicerina + 3 sales sódicas de ácidos grasos (jabón)

Figura 5.18 Reacción de saponificación de un triglicérido.



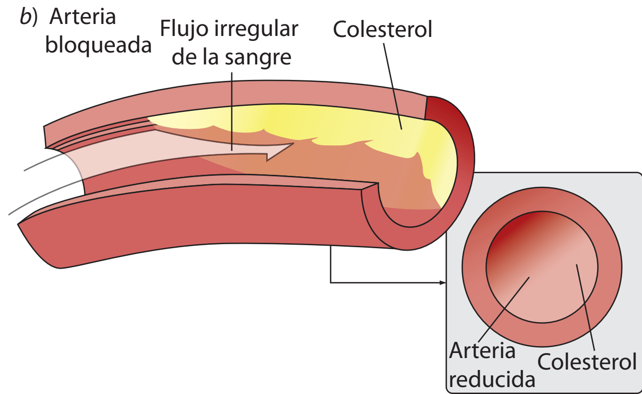
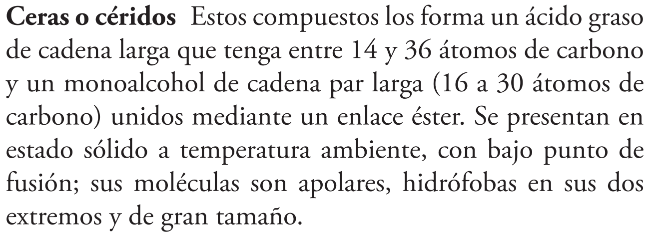


Figura 5.19 Arteria sana y arteria bloqueada con capas de colesterol.



Ceras o céridos Estos compuestos los forma un ácido graso de cadena larga que tenga entre 14 y 36 átomos de carbono y un monoalcohol de cadena par larga (16 a 30 átomos de carbono) unidos mediante un enlace éster. Se presentan en estado sólido a temperatura ambiente, con bajo punto de fusión; sus moléculas son apolares, hidrófobas en sus dos extremos y de gran tamaño.

Las plantas y los animales producen cera que sirve como barrera para impermeabilizar y proteger; por ejemplo, en el revestimiento (película) de hojas, flores, frutos y tallos jóvenes para evitar la pérdida de agua y el ataque de plagas; en los animales se presentan como membranas para impermeabilizar el conducto auditivo y resguardarlo de insectos; protege del agua al pelo y las plumas; y recubre el exoesqueleto de los insectos. Entre los céridos destacan la cera de abeja, ésteres del ácido palmítico con alcoholes de cadena larga, y la lanolina, que es la grasa de la lana de oveja.

Esteroides Estas sustancias se forman de cuatro anillos de carbono y se diferencian entre sí por el número y ubicación de los sustituyentes. El más importante es el **colesterol**, que forma parte de la estructura de las membranas celulares y es el antecesor de los ácidos biliares (a partir de los cuales se formarán las sales biliares, vitales para eliminar el exceso de colesterol del organismo y para la solubilización de las grasas), las hormonas tiroideas, sexuales y algunas placentarias, y de la vitamina D.

El colesterol se encuentra en productos de origen animal como la yema de huevo, sesos, vísceras, productos lácteos y en algunos mariscos (camarones, langostinos, etc.). El organismo sintetiza el colesterol en varios tejidos, como el hígado, a partir de un acetato, por lo que es innecesario en la dieta. Si se consumen alimentos ricos en colesterol se elevan los niveles sanguíneos de éste, lo que favorece la formación de placas sobre las paredes arteriales, hecho que puede causar trombosis, arteriosclerosis, y otras enfermedades (figura 5.19).

Actividades

1. Elabora modelos del glicerol, ácido oleico, linoleico y esteárico. Señala los grupos funcionales.
2. Dibuja la estructura molecular de un ácido graso esencial, saturado, insaturado y de un triglicérido.
3. Escribe la fórmula desarrollada de dos ácidos grasos esenciales.
4. Investiga los tipos de colesterol, los factores de riesgo en relación con el colesterol y qué alimentos inhiben la acumulación de colesterol en el organismo.

Práctica de laboratorio

Cálculo del calor de combustión de aceites

Objetivo

Calcular el calor de combustión de diferentes aceites.

Material

Una lata vacía; una probeta graduada de 200 ml; 200 ml de agua destilada; 1 termómetro; 5 tubos de ensayo; 1 gradilla; pinzas para tubo de ensayo; 5 latitas de aluminio para veladora, encendedor o

cerillos; 5 cm^3 de etanol; 2 cm^3 de algunos de los siguientes aceites: oliva, cártamo, maíz, soya, cacahuate, girasol o aguacate.

Hipótesis

¿Cómo puedes calcular el calor de combustión de un aceite? Justifica tu respuesta.

Procedimiento

1. Pesa 2 cm^3 de cada aceite y anótalo en la siguiente tabla.

Combustible	$T_{inicial}$ (°C)	T_{final} (°C)	ΔT (°C)	Masa del combustible (g)

2. Vierte 30 cm^3 de agua destilada en cada uno de los tubos de ensayo. Mide la temperatura del agua. Anota tus observaciones.
3. Coloca en una latita de aluminio uno de los aceites y agrega 0.5 cm^3 de etanol para comenzar la combustión; debido a la baja inflamabilidad de los aceites, enciéndelo.
4. Toma uno de los tubos con la pinza y colócalo encima de la llama que produce la combustión del aceite y mide la temperatura del agua. Anota tus observaciones.
5. Repite el experimento con los otros aceites.

Análisis

1. ¿De qué depende la temperatura del agua?
2. ¿Qué aceite liberó más calor al quemarse? Ten en cuenta el aumento de la temperatura del agua por unidad de masa del aceite.
3. Aproximadamente, por cada 9 cal de déficit de energía se gasta cerca de 1 g de grasa. Cuánto tiempo necesitaría una persona para reducir 1 kg de peso si practicara alguno de los siguientes ejercicios:

Actividad	Gasto energético (cal/hora)
Caminata normal	215
Caminata rápida	410
Gimnasia	480
Natación	360
Aeróbicos	500
Tenis	700
Ciclismo	770
Baloncesto	860
Correr	1 320

Compara tu hipótesis

Compara tus resultados con la hipótesis inicial.

Aplicación

1. ¿Por qué se debe conocer qué alimentos tienen lípidos? Justifica tu respuesta.
2. ¿Por qué es necesario conocer el calor de combustión de los aceites? Justifica tu respuesta.
3. Comenta brevemente qué sucedería si los seres vivos sólo consumieran lípidos para cubrir sus necesidades energéticas y por qué.
4. ¿Y si no consumieran lípidos, qué pasaría, por qué?

Conclusión

Con ayuda del maestro, comenten y analicen con los compañeros sus respuestas; entre todos elaboren una conclusión sobre la importancia de calcular el calor de combustión de los aceites y regístrenla en el pizarrón y en su cuaderno.

5.2.3 Proteínas, estructura y grupos funcionales

Existen millones de proteínas diferentes, pero cada una tiene particularidades que la caracterizan y que no posee ninguna otra, y que hacen posible cada una de las funciones que las proteínas desempeñan en el organismo. Se encuentran principalmente en la carne (res, pescado, pollo, etc.) y en algunos vegetales como la soya y sus derivados, gluten, legumbres (ejotes, lentejas, garbanzos, chícharos y frijoles), germinados de alfalfa, soya y lentejas, amaranto, quelites, algas marinas, frutos secos (almendras, avellanas y semillas de ajonjolí, también conocido como sésamo) y en la levadura de cerveza.

Químicamente, las proteínas pueden ser **holoproteínas** o **proteínas simples** —que sólo contienen aminoácidos, por ejemplo la insulina, hormona primordial que controla la concentración de glucosa en la sangre—, que se clasifican a su vez en esferoproteínas (protaminas, histonas,

prolaminas, gluteninas, albúminas y globulinas) y en escleroproteínas (colágenos, elastinas, queratinas y fibroínas). Las **heteroproteínas** o **proteínas conjugadas** se forman de aminoácidos con un azúcar (glucoproteína), una base nitrogenada (nucleoproteínas), un lípido (lipoproteínas) o un ión inorgánico (hierro, azufre, cromo, fósforo, etc.), como la fosfoproteína y la cromoproteína.

Aminoácidos

Estas moléculas son los constituyentes básicos de las proteínas. Existen 80 en la naturaleza, pero sólo 20 en las proteínas. Tienen un átomo de hidrógeno, un radical (grupo variable) denominado R, un grupo ácido o carboxilo (−COOH) y un grupo amino (NH_2), los cuales están unidos a un mismo α-carbono (carbono central) mediante enlaces peptídicos (figura 5.20). Los radicales le proporcionan características determinadas a los aminoácidos.

Los aminoácidos son compuestos sólidos, cristalinos, incoloros y casi todos tienen sabor dulce. Poseen un elevado punto de fusión (arriba de los 200°C) y un comportamiento anfótero (ya que pueden ionizarse en una disolución acuosa dependiendo del pH de ésta); son solubles en agua y presentan actividad óptica. Debido a la isomería que presenta el carbono α, cada aminoácido puede presentarse como L-isómero o D-isómero. En los seres vivos, casi todos son L-isómeros, excepto los D-isómeros presentes en la vitamina D, que están en los antibióticos procedentes de los hongos.

Los aminoácidos esenciales son diez, el organismo no los sintetiza y por eso es necesario consumirlos; éstos son valina, treonina, fenilalanina, leucina, triptófano, metionina, isoleucina, lisina, histidina y arginina; las dos últimas sólo son primordiales en la niñez. Los aminoácidos no esenciales o que produce el organismo son serina, prolina, alanina, tirosina, glutamina, asparagina, ácido aspártico, ácido glutámico, cisteína y glicina (figura 5.21 de la siguiente página).

Los **péptidos** los forman cadenas lineales de aminoácidos unidos mediante un enlace de tipo amídico llamado **enlace peptídico**. Los aminoácidos en una cadena van desde dos hasta 100; las cadenas con más de 100 se consideran proteínas, incluso aquellas que contengan menos aminoácidos pero con un peso molecular mayor que 5 000 daltons

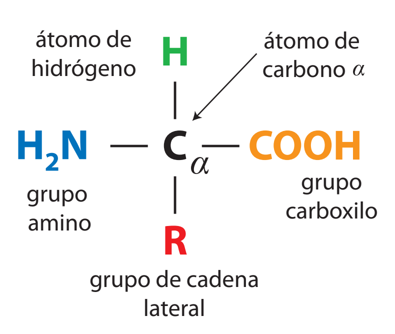


Figura 5.20 Fórmula general de un aminoácido.

(unidad de masa atómica que equivale a la duodécima parte de la masa de un átomo de carbono-12).

Los aminoácidos se van enlazando entre sí para formar las cadenas de diferente longitud y secuencia; por ello se clasifican como **oligopéptidos**, cuando la cadena tiene menos de diez aminoácidos (dipéptidos, con dos ácidos, tripéptidos con tres, tetrapéptidos, etc.), y **polipéptidos** si contiene más de diez aminoácidos.

El enlace péptido se presenta entre el grupo carboxilo (–COOH) del primer aminoácido y el grupo amino (–NH_2) del segundo aminoácido contiguo, lo que desprende una molécula de agua (figura 5.22). El enlace es covalente y rígido porque no permite que giren los elementos que lo forman, pues los electrones del doble enlace del carbono del grupo carboxilo con el oxígeno se mueven hacia donde se unen el carbono carboxilo y el nitrógeno del grupo amina. Los péptidos más importantes en el organismo son insulina, glucagón, oxitocina y vasopresina.

Las **proteínas** forman cerca de 50% del peso seco (deshidratado) de las células de cualquier organismo; están formadas por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno; algunas veces también contienen fósforo, azufre y, en ocasiones, magnesio, hierro, yodo, etc. Las bases de las biomoléculas de proteína son polímeros o cadenas integradas por más de 50 **monómeros** (**aminoácidos**). Estas cadenas se construyen y destruyen con facilidad dentro de las células, de ahí la capacidad de la materia viva para crecer, repararse y regularse.

Debido a su estructura, las proteínas pueden ser fibrosas cuando son estáticas y proporcionan soporte mecánico a las

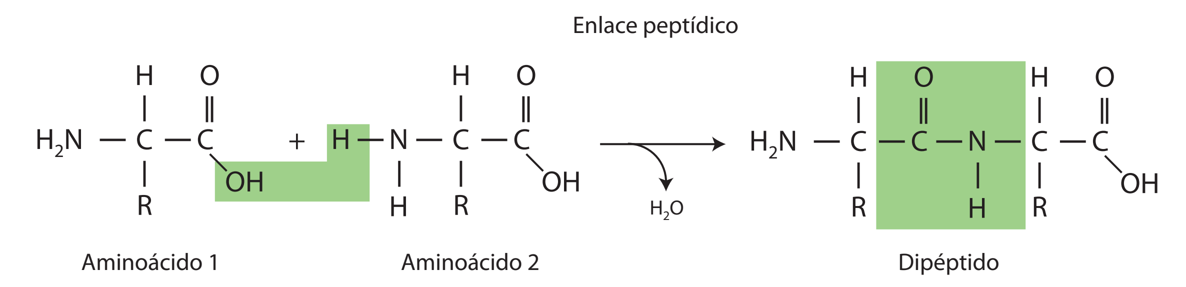


Figura 5.22 El enlace peptídico se presenta entre un grupo carboxílico (–COOH) y un amina (–NH_2).

Glicina (gli) Alanina (ala) Prolina (pro) Valina (val)

Triptófano (trp) Isoleucina (ile) Metionina (met) Leucina (leu) Fenilalanina (fen)

Serina (ser) Asparagina (asn) Glutamina (gln) Tirosina (tir) Histidina (his)

Treonina (tre)

Ácido aspártico (asp) Cisteína (cis) Ácido glutámico (glu) Lisina (lis) Arginina (arg)

Figura 5.21 Aminoácidos esenciales y no esenciales de las proteínas.

células y organismos; casi siempre son insolubles y las integra una unidad simple que se repite para formar fibras como la α-queratina y el colágeno. Las proteínas globulares se forman de cadenas poliptídicas que se pliegan sobre sí mismas de forma compacta, y son las responsables de la variedad de funciones que realizan; éstas son muy solubles, y a este grupo se inscriben las enzimas, los antígenos, las hormonas proteicas y los microtúbulos (albúminas y globulinas).

Estructura y propiedades de las proteínas

Las proteínas obtienen una estructura compleja por la alternancia entre los enlaces rígidos (enlaces péptidos) y los enlaces móviles (enlaces intraaminoácidos) que presentan las moléculas. La estructura de las proteínas permite clasificarlas con base en su complejidad, que determina una función biológica vital para los seres vivos. Existen cuatro estructuras de las proteínas según sus niveles de complejidad:

Estructura primaria Se refiere a la secuencia lineal de aminoácidos que la constituyen, ordenados desde el primero que tiene el grupo amina (aminoácido *n*-terminal) hasta el último que presenta libre el grupo carboxilo (aminoácido *c*-terminal). Cada aminoácido ocupa una posición determinada en cada cadena peptídica. En los seres vivos, esto obedece a una secuencia determinada por el código genético. La estructura primaria establece las otras estructuras y la característica particular de cada proteína.

Estructura secundaria Es la forma como se pliega sobre sí misma la cadena peptídica que tiene una estructura primaria. La razón de que se pliegue son los giros y plegamientos que va experimentando debido a la rotación de los enlaces formados con el carbono asimétrico, la rigidez del enlace peptídico y a la creación de cierto tipo de enlaces llamados puentes de hidrógeno en la cadena, así como a la interacción entre los radicales de los aminoácidos con la disolución. Es posible establecer una estructura secundaria en tres formas: α-**hélice** (con disposición espacial helicoidal con giro a la derecha), β-**laminar, hoja plegadiza** o **lámina plegada** (con forma de zigzag) y **al azar** (presente cuando las secuencias en el polipéptido no logran conseguir una estructura secundaria definida).

Estructura terciaria Constituida por la unión de estructuras primarias y secundarias. Presentan en la última muchos plegamientos y enrollamientos, por lo que tienen formas tridimensionales muy complicadas que se conservan por medio de enlaces covalentes, como puentes de disulfuro entre dos cisteínas y enlaces no covalentes, como puentes de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals, además de interacciones iónicas e hidrófobas.

Sólo se conocen 8 000 proteínas con esta estructura, de las cientos de miles que existen. En el ser humano se cree que hay aproximadamente 30 000 proteínas diferentes.

Estructura cuaternaria Es la unión de varias cadenas de polipéptidos que pueden ser iguales o diferentes, con estructuras terciarias autoensambladas por enlaces no covalentes (puentes de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals, interacciones hidrófobas o electrostáticas y uno que otro puente de disulfuro) para formar una proteína más compleja, con masas moleculares superiores a 50 000 daltons. Existen

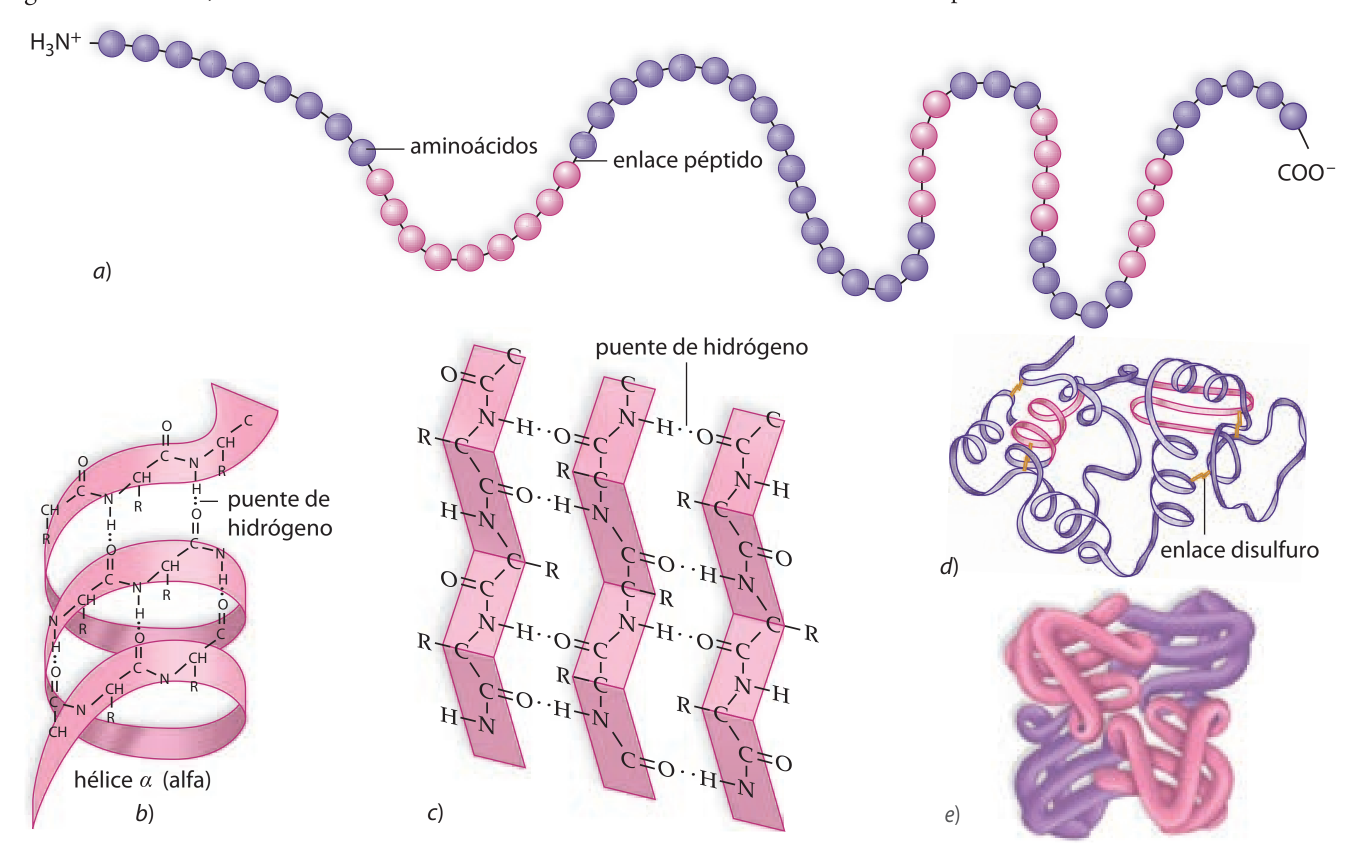


Figura 5.23 Estructura de las proteínas: *a*) primaria o lineal, *b*) secundaria α-hélice, *c*) secundaria β-laminar, *d*) terciaria y *e*) cuaternaria, que es la unión de varias estructuras terciarias globulares.

pocas proteínas con este tipo de estructura, pero un ejemplo es la hemoglobina de la sangre.

Cuando una proteína sufre un cambio o transformación debido a la temperatura, agitación mecánica, sustancias químicas o cambios en el pH, su estructura tridimensional se modifica al desaparecer los puentes de hidrógeno, los puentes disulfuro y las fuerzas de Van der Waals, y con ello se modifican también sus propiedades fisicoquímicas y sus funciones, sin embargo, no se afectan los enlaces peptídicos ni su estructura primaria. Este cambio se llama **desnaturalización** y puede ser **reversibl**e o **temporal** (la ejemplifica el batido de las claras de huevo para hacer merengue, que al poco tiempo regresa a su estado inicial) e irreversible (cuando el agente que la provoca es el calor, como el cocimiento de la albúmina del huevo, la coagulación de la leche, el alaciado o enchinado "permanente" del cabello, etcétera).

Función de las proteínas

Sus principales funciones son establecer la forma y estructura de las células y guiar todos los procesos primordiales. Pero no son las únicas, ya que debido a su especificidad pueden controlar y regular funciones, mantener la integridad de las células, reparar daños y hacer que el organismo se defienda de agentes externos, entre otras.

Estas tareas las pueden realizar mediante la asociación selectiva de moléculas, es decir, las proteínas estructurales se unen a otras moléculas de la misma clase para producir una estructura mayor. También existen proteínas que se ensamblan a moléculas diferentes a ellas, como los anticuerpos a los antígenos, las enzimas a sus sustratos, la hemoglobina al oxígeno, las hormonas a sus receptores específicos, los reguladores de la expresión genética al ADN, etcétera.

La capacidad de asociarse de las proteínas se debe a que determinados radicales de los aminoácidos de los prótidos, ubicados en una o varias zonas de la molécula donde se determina la función que va a realizar (centro activo o **locus**), tienen afinidad química con determinados grupos funcionales (ligandos) presentes y pueden acoplarse en el centro activo a las proteínas. Estas uniones pueden ser reversibles o irreversibles (un ejemplo es la interacción antígeno-anticuerpo).

Los demás aminoácidos del centro activo pueden estar muy lejos unos de otros, pero debido a los pliegues y repliegues se aproximan entre ellos, donde pueden enlazarse los ligandos. Los demás aminoácidos mantienen la forma y la estructura de la proteína para que el centro activo mantenga una posición adecuada, donde la proteína y el ligando se reconozcan y unan por medio de puentes de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals, etcétera.

En resumen, las principales funciones que realizan las proteínas en los seres vivos son:

Estructural o plástica Algunas proteínas forman parte de estructuras biológicas, como en las membranas celulares, donde se comportan como receptores y facilitan el transporte de sustancias; en los cromosomas que codifican la expresión de los genes (histonas); como parte de tejido conjuntivo fibroso presentan gran resistencia a fuerzas continuas (colágeno en ligamentos, tendones, armazón proteico de huesos, cartílagos y vasos sanguíneos; queratina en pelos, uñas, lana de oveja, cascos, pezuñas, cuernos y plumas; fibroína en telas de araña y capullos de seda, etc.); o bien como parte del tejido conjuntivo elástico resistiendo tensión de manera intermitente (elastina de la piel).

Defensiva Como en los anticuerpos (inmunoglobulinas), proteínas elaboradas por los linfocitos B y relacionadas con la defensa del organismo contra posibles agentes infecciosos.

Hormonal Como mensajeras de señales hormonales provocan una respuesta en los órganos blanco, por ejemplo: la insulina y el glucagón conservan los niveles de glucosa en la sangre.

Reguladora Contribuyen al mantenimiento de la actividad celular en forma de hormonas proteicas, como la ciclina en la división celular, la insulina en la conservación de la glucosa, etcétera.

Transporte Algunas pueden transportar moléculas o iones, como la hemoglobina que lleva oxígeno en la sangre desde los pulmones hasta los diferentes tejidos de los vertebrados.

De movimiento y contráctil Algunas proteínas elaboran estructuras que generan movimiento, como la actina y la miocina, presentes en los músculos estriados, encargados de la contracción muscular.

Enzimática o catalizadora Es la función cualitativa más importante; además, existen proteínas ejerciendo esta función que cualquier otra y con mayor nivel de especialización, ya que promueven la aceleración de las reacciones químicas.

Actividades

1. Indica qué grupos funcionales se encuentran en todos los aminoácidos.
2. ¿Por qué se pueden formar dos dipéptidos diferentes a partir de dos aminoácidos. Justifica tu respuesta y ejemplifica.
3. Utiliza un modelo para mostrar cómo se forma un enlace peptídico.
4. Investiga qué es una coenzima y su función. Menciona al menos tres.
5. Explica por qué las moléculas de proteínas forman puentes de hidrógeno.
6. Cuando se quema el cabello, se presenta un olor peculiar por la queratina que tiene grandes cantidades de cisteína. ¿Qué elemento químico es responsable de ese olor?
7. ¿Por qué al elaborar un atole con piña fresca se corta y cuando se utiliza piña cocida o enlatada no?
8. Investiga qué es la proteasa y cuáles son sus usos.
9. Dibuja las estructuras de un lípido, un carbohidrato y una proteína; y señala sus diferencias.
10. Investiga cómo funciona una enzima y elabora dibujos para explicarlo.

5.2.4 Requerimientos nutricionales

En 1999 un grupo de nutriólogos de la Secretaría de Salud de nuestro país elaboró un instrumento útil para la clasificación de los alimentos de mayor consumo en México: **el plato del bien comer**, una guía de orientación alimentaria que contiene los grupos de alimentos que los mexicanos debemos consumir diariamente (figura 5.24).

De acuerdo con este instrumento, los alimentos están clasificados en grandes grupos: leguminosas, verduras, frutas, cereales y alimentos de origen animal. Para una dieta equilibrada, al día deben consumirse las proporciones señaladas: muy pocos productos de origen animal (una sexta parte de la totalidad de alimentos), muchas frutas y verduras (una tercera parte) y suficientes cereales, de preferencia combinados con leguminosas, que en conjunto (cereales y leguminosas) deben representar la mitad de los alimentos ingeridos al día.

Las grasas y el azúcar refinada no se incluyen en el plato del bien comer, pues no son alimentos que se deban consumir en grandes cantidades, ya que no aportan nutrimentos importantes y su exceso en el organismo es dañino. Es adecuado reconocer qué alimentos tienen grasa y azúcar refinada para tratar de omitirlos lo más posible de la alimentación.

A continuación se analiza cada uno de los grupos alimenticios, así como su valor nutrimental.

Leche y sus derivados La leche —de vaca, cabra, oveja— y sus derivados —queso, crema, yogur— son ricos en proteínas y grasas, aunque también contienen hidratos de carbono; contienen vitaminas A, B y D; son ricos en sales minerales, como calcio, magnesio y potasio.



Figura 5.24 El plato del bien comer.

Carnes Poseen un alto contenido de proteínas. Contienen vitaminas del grupo D y sales minerales como hierro y zinc. Ejemplos de estos alimentos son las carnes de aves, res, pescado y otros, así como sus derivados, naturales (huevos, miel) o industrializados (embutidos).

Leguminosas Son semillas duras que nacen de vainas o cáscaras duras, a veces no comestibles, que se caracterizan por su gran contenido en carbohidratos y proteínas. Son ricas en vitamina C. Algunos ejemplos de legumbres secas son garbanzos, lentejas, frijol, habas y soya. Es muy importante combinar los cereales con las leguminosas para mejorar la calidad de sus proteínas.

Hortalizas y verduras Poseen un gran contenido de agua (75 a 95%). Son ricas en carbohidratos (10%) y deficientes en proteínas. Tienen bajo contenido de minerales y alto contenido de fibra vegetal; son ricas en vitaminas A y C. Las verduras son alimentos conocidos por su verdor, y se cultivan en huertos (espacios pequeños de tierra); entre ellas sobresalen acelgas, espinacas, coliflor, alcachofa, lechuga, calabaza, etc. Algunas raíces comestibles son las zanahorias y los nabos; entre los bulbos se encuentra la cebolla.

Frutas Tienen un gran contenido de vitaminas y agua; presentan bajo contenido en minerales y alto en hidratos de carbono y **fibra**. Las frutas son alimentos que en su interior contienen semillas.

Cereales, pastas y pan Son ricos en carbohidratos. Contienen aproximadamente 10% de proteínas, además de vitamina B y minerales como potasio, fósforo, etc. Algunos alimentos de este grupo son maíz (tortillas, tamales), trigo (pan), arroz, cebada, avena y centeno.

Tubérculos Los caracteriza su gran contenido de carbohidratos y proteínas. Son ricos en vitamina C. Los tubérculos son tallos subterráneos que contienen gran cantidad de nutrimentos: papa, yuca y camote.

Grasas y aceites Son ricos en vitamina A. Muchos alimentos las contienen (carnes, leche, huevo y frutos secos, como cacahuate, nuez y almendra, entre otros); por lo tanto, los requerimientos de grasas del cuerpo ya están asegurados, en consecuencia no es necesario consumir alimentos que las tengan en grandes cantidades.

Dieta diaria recomendada

Una alimentación completa es aquella que contiene todos los nutrimentos. En el plato del buen comer se evitó dar recomendaciones sobre la cantidad de alimento de cada grupo, ya que las necesidades nutrimentales de cada persona difieren

mucho entre cada uno, debido a la edad, tamaño corporal, sexo, estado de salud, actividad física y periodo en que se encuentre la persona (crecimiento, embarazo, lactancia, entre otras). Un nutriólogo puede ayudarte a conocer la cantidad adecuada a tu organismo.

El problema de una dieta adecuada no radica en lo que se consume, sino en la cantidad, por lo que es importante vigilar el tamaño de la porción que se ingiere. Observa la tabla 5.5 y analiza las sugerencias de los alimentos que puedes ingerir a lo largo del día.

Para que la alimentación sea equilibrada, se recomienda que para un adolescente (entre 10 y 19 años) con actividad media, de 50 kg de peso y 1.60 m de estatura, el aporte sea el siguiente: carbohidratos, 55 a 60% de la dieta; proteínas, 15%; y lípidos, 20 a 25% del total de la alimentación. Esta relación se cumple consumiendo las cantidades recomendadas de frutas y verduras, cereales y carnes y leguminosas, así como un alimento de cada grupo cinco veces al día, es decir, durante el desayuno, comida y cena y dos raciones complementarias (colaciones), una a media mañana y una a media tarde.

Si tienes bajo peso o sobrepeso, es mejor acudir al médico para que te oriente adecuadamente, ya que no todos los adolescentes pesan y miden lo mismo, por eso cada quien debe ser evaluado según sus condiciones físicas, es decir, de acuerdo con su peso y estatura, además de considerar el tipo de actividad que desempeña para establecer un plan de alimentación de acuerdo con sus necesidades.

La alimentación debe ser inocua, es decir, que su consumo habitual no implique riesgos para la salud. La alimentación correcta debe estar exenta de microorganismo, toxinas y contaminantes que puedan poner en riesgo tu salud. Es

Tabla 5.5 Alimentos que se pueden consumir en un día y que son tomados del plato del bien comer.

Desayuno	• Fruta • Verdura • Alimento de origen animal • Cereales y tubérculos • Leguminosas	• Una naranja • Jitomate y cebolla • Huevo revuelto c/jamón • Pan o tortillas • Frijoles	• Atole de harina de arroz • Zanahorias con huevo • Tortilla • Plátano
Comida	• Fruta • Verdura • Alimento de origen animal • Cereales y tubérculos • Leguminosas	• Agua de papaya • Ensalada de verdura • Pescado asado • Pan o tortilla • Sopa de lentejas	• Sopa de haba • Arroz con sardina • Ensalada de nopales • Tortillas • Agua de papaya con limón
Cena	• Fruta • Verdura • Alimento de origen animal • Cereales y tubérculos • Leguminosas	• Manzana • Jitomate, lechuga • Queso • Pan de caja • Frijoles	• Papas guisadas con cebolla y jitomate • Frijoles • Bolillo • Café con leche • Naranja

Actividades

1. En equipos de dos personas, elaboren un menú para la semana. Integren alimentos de los tres grupos, de acuerdo con lo que señala el plato del bien comer.

	Lunes	Martes	Miércoles	Jueves	Viernes	Sábado	Domingo
Desayuno							
Colación							
Comida							
Colación							
Cena							

2. Analicen sus menús y determinen si se cumple con los alimentos a que pertenecen a cada grupo; de no ser así, realicen las modificaciones necesarias. Anoten sus conclusiones sobre el ejercicio.

recomendable que tomes las medidas correctas de higiene en la selección, preparación, servicio y conservación de alimentos, y que los consumas con moderación, sin excesos.

El consumo excesivo de alimentos entraña el riesgo de padecer sobrepeso u obesidad, la cual puede provocar otras enfermedades, como diabetes, arteriosclerosis, infartos cardiacos y otras. La alimentación debe ser suficiente en calidad y cantidad, que cubra las necesidades nutrimentales de tal manera que tengas una buena nutrición y un peso adecuado a tu sexo y edad. Si cumples con las recomendaciones de raciones, cubrirás las necesidades de nutrimentos y serás una persona sana, sin embargo, en caso de enfermedad o embarazo, los requerimientos de algunos nutrimentos aumentan.

La variación de los alimentos es básica para alimentarnos correctamente y contar con los nutrimentos indispensables para vivir. En México hay una gran variedad de alimentos de cada grupo. La alimentación debe ser adecuada, es decir, acorde con los gustos, la cultura de quien la consume y ajustada a sus recursos económicos, sin que ello implique sacrificar las otras características.

La combinación de los tres grupos alimentarios es fundamental para una alimentación sana, pero deben considerarse las porciones diarias que se debe comer de cada grupo. Al preparar los alimentos se deben considerar las porciones parciales o totales de dos o más grupos de alimentos. Combina los alimentos tomando en cuenta su disponibilidad, los recursos monetarios para adquirirlos, la forma en que se acostumbra combinarlos, la manera en que se distribuye entre los miembros de la familia y las preferencias al prepararlos y consumirlos.

Limita la ingestión de grasas, aceites, azúcar y sal. Estos alimentos usualmente son altos en calorías y escasos en nutrimentos. Además, una dieta correcta debe acompañarse de actividad física, 30 minutos al día.

Para calcular si tienes un peso saludable, debes conocer tu índice de masa corporal de acuerdo con la siguiente fórmula:

$$\text{IMC} = \frac{\text{peso}}{\text{estatura}^2} = \text{kg/m}^2$$

Ahora compáralo con la tabla 5.6. De acuerdo con la tabla 5.6, ¿dentro de qué clasificación te ubicas? Si no estás dentro de lo normal, ¿qué podrías hacer para lograr un índice adecuado? También recuerda cuidar que tu cintura mida menos que tu cadera, esto disminuirá riesgo de padecer enfermedades cardiovasculares.

La información con la que cuentas ahora de nada sirve si no la pones en práctica, así que a comer adecuadamente y a practicar alguna actividad física de manera constante, por lo menos 30 minutos diarios.

Para saber más

Para mayor información sobre orientación alimentaria, puedes consultar las siguientes direcciones electrónicas:

- www.promocion.salud.gob.mx/dgps/interior1/programas/comunidades_orientacion.html
- www.promocion.salud.gob.mx/dgps/descargas1/programas/7_manual_como_mejorar_escuela_alimentacion_ninas_ninos.pdf
- www.promocion.salud.gob.mx/dgps/descargas1/programas/8_1_alimentacion_las_los_adolescentes.pdf

Las recomendaciones de la Federal Drug Administration (FDA) estadounidense establecen un aporte calórico de 3 000 kcal/día para un varón adolescente, y de 2 000 a 2 200 kcal/día para las mujeres adolescentes (entre 15 y 18 años). Recuerda que las necesidades varían de acuerdo con la edad y disminuyen a medida que envejecemos.

Tabla 5.6 Índice de masa corporal (IMC).

Clasificación	Tipo de obesidad	IMC kg/m^2	Riesgo de enfermedad* en relación con el peso y el perímetro de cinturas normales	
			Hombres ≤ 102 cm	Hombres > 102 cm
			Mujeres ≤ 88 cm	Mujeres > 88 cm
Bajo peso		< 18.5	—	—
Normal		18.5 - 24.9	—	—
Sobrepeso		25.0 - 29.9	Aumentado	Alto
Obesidad	I	30.0 - 34.9	Alto	Muy alto
	II	35.0 - 39.9	Muy alto	Muy alto
Obesidad extrema	III	≥ 40	Extremadamente alto	Extremadamente alto

5.3 Conservación de alimentos

5.3.1 Conservación de alimentos

Algunos alimentos se descomponen porque están demasiado maduros o debido a las malas condiciones higiénicas durante su manejo, y si no se consumen de inmediato, se descomponen por la acción microbiana. Sin embargo, debido a conocimientos ancestrales, científicos, y a la tecnología, los seres humanos han desarrollado diversas formas de conservarlos, en el hogar y en la industria; algunas técnicas son muy antiguas y sin embargo aún se utilizan.

La industria alimentaria ha logrado desarrollar técnicas de conservación de alimentos que aseguran su preservación por largos periodos; esta conservación busca retardar la acción de microorganismos y enzimas, que cambian las propiedades sensoriales (color, textura, sabor, olor, etc.) de los productos alimentarios, y en algunos casos elimina los microorganismos capaces de afectar la salud de las personas.

Estas técnicas, además de la conservación, buscan mejorar las cualidades nutritivas y sensoriales de los alimentos, evitar que sean maltratados y utilizar menos energía para conservarlos.

A continuación se explican las principales técnicas de conservación de alimentos que se emplean en la actualidad.

Técnicas basadas en el calor

Pasteurización Es un tratamiento térmico suave donde los alimentos se someten a temperaturas inferiores a 100°C; después el producto se enfría con rapidez hasta alcanzar temperaturas entre 4 y 6°C, luego se envasa. El proceso asegura la destrucción de las bacterias patógenas y enzimas indeseables sin afectar significativamente las propiedades fisicoquímicas de los alimentos, e impide su recontaminación. Mediante esta técnica, la vida útil de los alimentos se extiende desde varios días (en el caso de la leche) hasta varios meses (jugos de fruta embotellados).

Ultrapasteurización (UHT) Consiste en calentar el alimento entre los 135 y 149°C entre 2 y 8 segundos, y después enfriarlo a menos de 5°C para eliminar gérmenes patógenos y otros microorganismos. Permite conservar por más tiempo el producto, sin refrigeración.

Técnicas basadas en cadenas de frío

Refrigeración Proceso de conservación que inhibe el crecimiento de varios microorganismos, disminuye las reacciones bioquímicas, el deterioro y la multiplicación bacteriana. Los alimentos se resguardan en refrigeradores domésticos entre 8 y 15°C, mientras que en los industriales las temperaturas oscilan entre 2 y 5°C. Los alimentos sólo pueden conservarse poco tiempo, pues la humedad favorece el desarrollo de hongos y bacterias.

Congelación Los alimentos se someten a temperaturas entre –20 y –40°C, de forma que se enfrían muy rápido para congelar la mayor parte del agua que contienen, pero evitando la formación de macrocristales de hielo que destruirían la estructura y apariencia del alimento. Después del proceso se envasan al vacío y se pueden conservar meses en cámaras de congelación con temperaturas de entre –18 y –20°C de manera constante y suficiente para conservar su aspecto y valor nutritivo. Este proceso detiene la vida de los microorganismos.

Técnicas tradicionales

Salmuera Método que utiliza una solución de agua hervida y sal (se prueba metiendo una papa en la solución; si flota, está lista; si no, es necesario agregar más sal) donde se sumergen los alimentos limpios. Se utiliza para las conservas de hortalizas y pescado (al natural). La proporción es de 15 a 20 gramos de sal por litro de agua.

Escabeche Se utiliza una solución de vinagre, aceite, vino y sal, entre otros, para la conservación de verduras, huevos y carnes crudas o cocidas.

Concentrado de azúcar Consiste en agregar azúcar a preparados de frutas, lo que inhibe el desarrollo de microorganismos y la oxidación del fruto, ya que impide su contacto con el oxígeno del aire. Cuando la concentración del almíbar es alta, se mantiene la firmeza del producto. La cristalización de frutas y la elaboración de almíbares y mermeladas ejemplifican este proceso.

Técnicas diversas

Desecación o deshidratación Consiste en reducir a menos de 13% el contenido de agua de un producto por medio del aire o del calor solar; este método natural se utiliza en el secado de granos como el café. Cuando es artificial se utilizan aparatos evaporizadores, donde los alimentos se someten a temperaturas que varían entre 68 y 74°C, y se exponen a una corriente de aire.

Salado Consiste en salar pescados, carnes rojas y otros productos para eliminar microorganismos que puedan dañarlos, ya que la sal actúa como desinfectante cuando se emplea en determinadas proporciones. Se usa 10% de sal por kilogramo de alimento, el cual debe estar seco y limpio y colocarse sobre una superficie limpia, de cemento o madera, y cubrirse completamente con sal para deshidratar el producto. En algunos lugares se combina con el secado al sol.

Ahumado Se somete al humo de leña algún alimento (carne o pescado) para darle cierto sabor o conservarlo sin refrigerar, el cual dura desde una semana hasta tres meses.

Envasado al vacío En este proceso se extrae el aire del envase para tener una atmósfera libre de oxígeno y retardar

la acción de bacterias y hongos, lo que posibilita una vida útil mayor del producto, como los enlatados.

Actividades

1. En equipos, elaboren un folleto que incluya al menos tres formas que usan en tu comunidad para elaborar una conserva alimenticia mediante la aplicación de diferentes métodos caseros.
2. Entre todo el grupo elaboren un álbum con estas recetas, las cuales clasificarán por método. Difúndanlo entre la comunidad.

5.3.2 Aditivos y conservadores

A la mayor parte de los alimentos procesados se le agrega sustancias químicas naturales o sintéticas con poco o ningún valor nutritivo. Los aditivos para alimentos se utilizan para conservar la consistencia del producto, mejorar o mantener su valor nutritivo, conservar el alimento sano y con sabor agradable, prevenir la fermentación o controlar la acidez y alcalinidad (pH), y también para mejorar el sabor o dar el color deseado a los alimentos. Entre los principales aditivos empleados se encuentran los **aditivos naturales de origen** (extractos de vainilla, goma arábiga, etc.), **sintéticos** (ácido cítrico, ácido ascórbico, tocoferol, aceites vegetales), colorantes, así como emulsificantes, antioxidantes, edulcolorantes, etcétera.

Los **conservadores** son sustancias capaces de inhibir, retardar o interrumpir los procesos de acidificación, fermentación, enmohecimiento o deterioro de alimentos y bebidas; entre ellos destacan antimicrobianos como el benzoato de sodio, sorbato de potasio, propionato de calcio, nicina y natamicina, ácido ascórbico, nitratos y nitritos y ácido benzoico, entre otros.

Sin embargo, los alimentos que contienen estos conservadores pueden preservarse sólo durante algún tiempo, pues el crecimiento de los microorganismos se retarda pero no se inhibe por completo, ya que esto depende del conservador y su concentración.

En la actualidad se intenta prohibir el uso de conservadores en algunos países debido a que su ingesta puede aumentar los niveles de algunas sustancias que en dosis altas pueden dañar la salud, como el caso de productos que contienen sodio (cloruro de sodio, benzoato de sodio, etc.). Por lo tanto, hoy se busca que los conservadores sean inocuos, fisiológica y toxicológicamente. Además, algunos de estos productos pueden ocultar el deterioro o alteración de los alimentos en perjuicio del consumidor, es decir, nunca deben utilizarse para disimular deficiencias en los alimentos o su falta de higiene.

Actividades

1. Elaboren en equipos de tres personas un cuadro sinóptico con las ventajas y desventajas de diversos métodos de conservación de alimentos.

5.3.3 Cuidemos los alimentos

Hoy día se producen grandes cantidades de alimentos en el mundo, y se calcula que más de 20% se pierde por acción de los microorganismos, de ahí que se utilicen diferentes métodos de conservación, tanto caseros como industriales, para preservar el mayor tiempo posible sus cualidades nutritivas y fisicoquímicas. Sin embargo, en la manipulación de alimentos es muy importante aplicar buenas prácticas de higiene y calidad.

Actualmente mueren miles de niños y cientos de adultos en el mundo debido a una inadecuada preparación de los alimentos, en casa, fondas, restaurantes, puestos callejeros, etc. En México se calcula que se presentan 200 millones de cuadros de diarrea al año originados por el consumo de alimentos contaminados por parásitos, bacterias y virus. Así, el manejo de alimentos requiere medidas que garanticen su higiene y que estén libres de contaminación, lo que contribuye a conservar la salud de quien los ingiere. Las principales medidas son las siguientes:

- Lavar y desinfectar frutas, verduras y utensilios de cocina.
- Lavarse las manos con agua y jabón antes de preparar los alimentos.
- Utilizar cuchillos diferentes para alimentos crudos y cocidos.





Figura 5.25 Diferentes tipos de conservación de alimentos: *a*) congelación, *b*) escabeche y *c*) deshidratado.

- Usar trapos de cocina de colores, uno para cada actividad.

Además, se debe evitar:

- Estornudar frente a los alimentos.
- Picarse la nariz, toser o escupir durante su preparación.
- Preparar los alimentos cuando se está enfermo.
- Tocar alimentos cocidos si no se tienen las manos limpias.

Finalmente, se deben:

- Lavar todos los utensilios utilizados antes y después de preparar los alimentos.
- Cocer muy bien los alimentos, mantenerlos tapados y en refrigeración.
- Tener en cuenta que animales domésticos, como perros y gatos, pueden contaminar los alimentos.
- Controlar plagas como ratas y cucarachas.

Por último, la Secretaría de Salud sugiere diez reglas para mantener la higiene de los alimentos:

1. No comprar alimentos que huelan o se vean descompuestos o con fecha de caducidad vencida.
2. Comprar alimentos debidamente etiquetados.
3. Consumir alimentos recién preparados y de preferencia preparados en casa.
4. Si se come en la calle, asegurarse de que el lugar cumpla con las medidas higiénicas necesarias.
5. No almacenar alimentos en el refrigerador sin taparlos.
6. Tirar la basura diariamente.
7. Al recalentar alimentos ya preparados, hacerlo hasta su ebullición.
8. Evitar el contacto entre alimentos crudos y cocidos.
9. Después de tocar cualquier alimento crudo, lavarse las manos.
10. Utilizar agua potable para preparar los alimentos, y desinfectada para beber.

Además de lo anterior, debe insistirse en lavarse muy bien las manos, tantas veces como sea necesario durante la preparación y manejo de los alimentos, también mantener todas las superficies de la cocina escrupulosamente limpias, así como el uso exclusivo de agua potable.

Manos a la obra

Conservación de alimentos

Los alimentos que se almacenan hasta consumirlos necesitan preservarse de la acción de los microorganismos que pueden degradarlos. Por ello se usan diferentes métodos de conservación. En equipos de dos personas completen el siguiente cuadro:

Producto	Método de conservación	Factor(es) que interviene(n)
Leches		
Frutas y verduras		
Jugos		
Cereales		
Leche en polvo		
Fruta y vegetales secos		
Alimentos precocidos		
Fruta en almíbar		
Carnes, pescados y embutidos ahumados		
Escabeches		
Vinos		
Margarinas		
Carnes rojas para mantener el color		
Mermeladas		
Salmueras		
Harinas, pan, pastas		
Hojas (epazote, aguacate, etc.), pasas, calabazas, mangos secos.		

Investigación

- ¿Qué es la bromatología?
- ¿En qué consisten los exámenes bromatológicos?
- ¿Qué organismos oficiales son los responsables de los controles bromatológicos en el país?
- ¿Quién los realiza en las diferentes entidades de México?
- ¿Se utilizan los mismos aditivos para todos los alimentos? ¿Por qué? Justifica tu respuesta.

Lo que tienes que saber

Reflexiona y responde lo siguiente:

1. Describe brevemente la importancia de los bioelementos en los seres vivos.
2. ¿Crees que las dietas que se consumen en los países desarrollados sean similares a las de nuestro país? Fundamenta tu respuesta.
3. Describe al menos cinco minerales indispensables en el cuerpo humano.
4. Menciona al menos tres microminerales, su función, alimentos que los contienen y los padecimientos derivados de su deficiencia o exceso en el organismo.
5. ¿Qué vitaminas son solubles en agua? ¿Cuáles son solubles en aceite? ¿Qué funciones importantes tienen ambas?
6. Describe brevemente el proceso de la digestión, explicando cómo se aprovecha la energía generada durante este proceso.
7. Describe las necesidades energéticas requeridas diariamente por hombres y mujeres de acuerdo a su actividad física.
8. ¿Qué son los carbohidratos y cómo se dividen?
9. ¿En dónde se encuentra el almidón? ¿Por qué son polisacáridos extremadamente hidratados?
10. ¿Cuáles son las funciones principales de los lípidos? Explica qué son los lípidos simples y a qué se denominan lípidos complejos. Menciona al menos un ejemplo de cada uno.
11. ¿Qué le sucede al corazón y a las arterias si se consumen en exceso alimentos ricos en colesterol? ¿A qué tipos de alimentos se refiere?
12. Describe brevemente qué son los aminoácidos y menciona cuáles son esenciales.
13. Describe qué son las proteínas y su composición química. ¿Qué efectos tiene en el organismo, la ausencia de su ingesta?
14. Describe la función celular de mayor importancia de las proteínas.
15. Describe brevemente los alimentos recomendados para la población mexicana en el "Plato del bien comer".
16. Calcula la cantidad de energía que necesita tu mejor amigo al ingerir carbohidratos, lípidos y proteínas con base en el porcentaje de energía recomendado en la dieta diaria.
17. ¿Quiénes son los causantes de la descomposición de los alimentos? y ¿cuál es el propósito de su conservación?
18. Describe algunas de las técnicas para la conservación de los alimentos. Menciona al menos dos ejemplos de cada una.
19. Explica en qué se diferencian la refrigeración, congelación y ultracongelación de alimentos.
20. ¿En qué consiste la conservación de alimentos basada en la irradiación ionizante?
21. Describe los aditivos no tóxicos, mencionando al menos tres ejemplos de cada uno y explica ¿cuál es su función en los alimentos?
22. ¿Cuáles son los microorganismos causantes de las enfermedades contraídas por el consumo de alimentos contaminados?
23. Menciona al menos seis de las reglas que debemos seguir para mantener la higiene de los alimentos.

Glosario

Coenzima. Molécula orgánica no proteica con baja masa molecular que participa con una enzima para que ésta catalice las reacciones químicas de los seres vivos.

Dieta. Es el conjunto de alimentos y platillos que se consumen cada día, y constituye la unidad de la alimentación.

Hipertensión arterial. Aumento anormal de la presión arterial de la sangre en el organismo, lo cual puede ocasionar daños a los órganos y tejidos.

Malnutrición. Término que se refiere a las carencias, excesos o desequilibrios en la ingesta de energía, proteínas, carbohidratos y/o otros nutrientes. Incluye la desnutrición y la sobrealimentación.

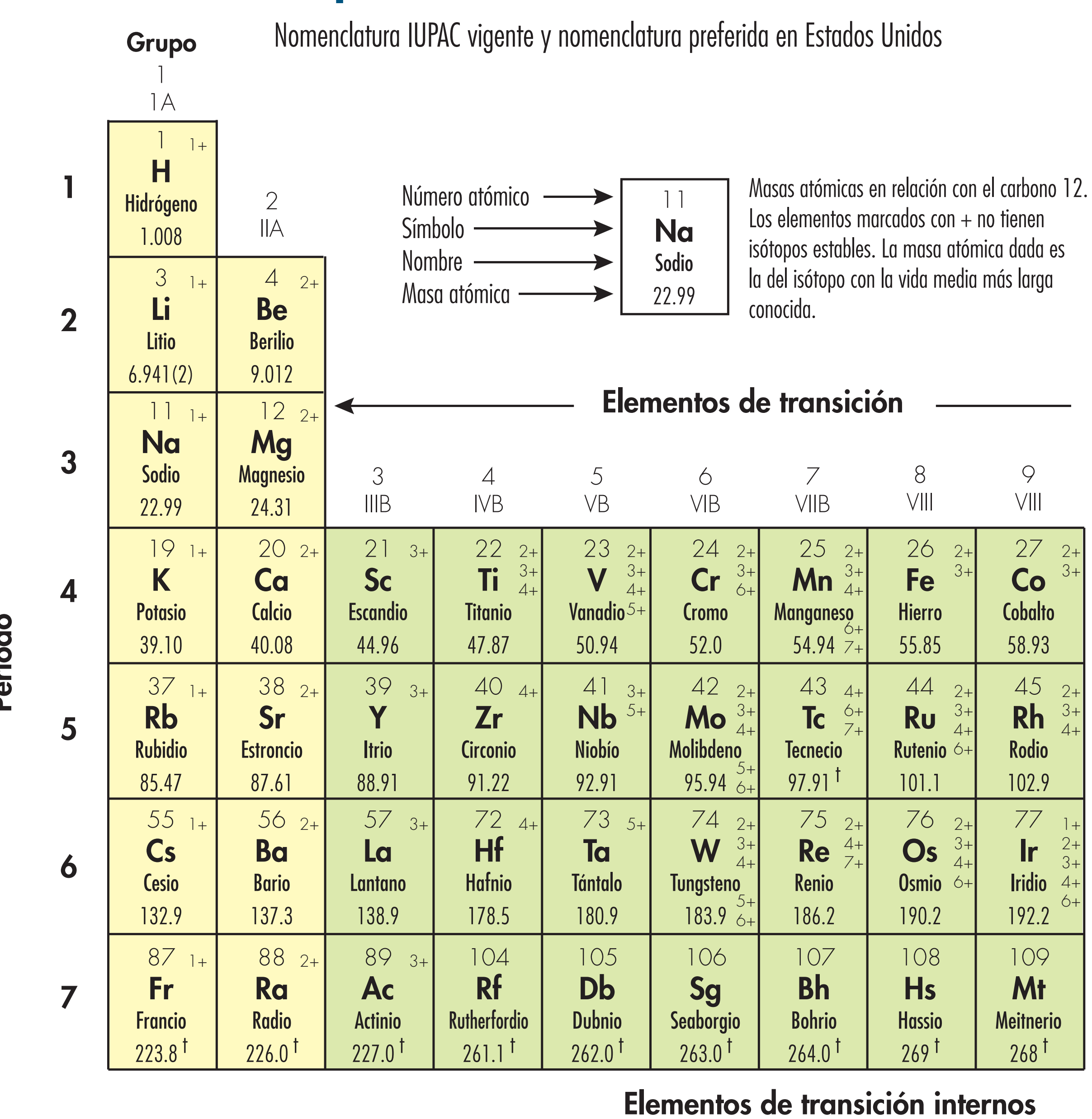
Nutrimento. Cualquier sustancia que se encuentre en los alimentos que tenga un papel en los procesos metabólicos en el organismo.

Osteoporosis. Enfermedad provocada por la disminución de la masa ósea y disminución de la calidad del hueso debido a la deficiencia de calcio.

Sobrealimentación. Es un estado crónico donde la ingesta de alimentos es mayor a las necesidades de energía alimentaria, provocando sobrepeso u obesidad.

Tabla periódica de los elementos (IUPAC)

Nomenclatura IUPAC vigente y nomenclatura preferida en Estados Unidos



Número atómico → 11
Símbolo → **Na**
Nombre → Sodio
Masa atómica → 22.99

Masas atómicas en relación con el carbono 12. Los elementos marcados con + no tienen isótopos estables. La masa atómica dada es la del isótopo con la vida media más larga conocida.

Elementos de transición

Periodo \ Grupo	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII
1	1 **H** Hidrógeno 1.008 (1+)								
2	3 **Li** Litio 6.941(2) (1+)	4 **Be** Berilio 9.012 (2+)							
3	11 **Na** Sodio 22.99 (1+)	12 **Mg** Magnesio 24.31 (2+)							
4	19 **K** Potasio 39.10 (1+)	20 **Ca** Calcio 40.08 (2+)	21 **Sc** Escandio 44.96 (3+)	22 **Ti** Titanio 47.87 (2+ 3+ 4+)	23 **V** Vanadio 50.94 (2+ 3+ 4+ 5+)	24 **Cr** Cromo 52.0 (2+ 3+ 6+)	25 **Mn** Manganeso 54.94 (2+ 3+ 4+ 6+ 7+)	26 **Fe** Hierro 55.85 (2+ 3+)	27 **Co** Cobalto 58.93 (2+ 3+)
5	37 **Rb** Rubidio 85.47 (1+)	38 **Sr** Estroncio 87.61 (2+)	39 **Y** Itrio 88.91 (3+)	40 **Zr** Circonio 91.22 (4+)	41 **Nb** Niobio 92.91 (3+ 5+)	42 **Mo** Molibdeno 95.94 (2+ 3+ 4+ 5+ 6+)	43 **Tc** Tecnecio 97.91† (4+ 6+ 7+)	44 **Ru** Rutenio 101.1 (2+ 3+ 4+ 6+)	45 **Rh** Rodio 102.9 (2+ 3+ 4+)
6	55 **Cs** Cesio 132.9 (1+)	56 **Ba** Bario 137.3 (2+)	57 **La** Lantano 138.9 (3+)	72 **Hf** Hafnio 178.5 (4+)	73 **Ta** Tántalo 180.9 (5+)	74 **W** Tungsteno 183.9 (2+ 3+ 4+ 5+ 6+)	75 **Re** Renio 186.2 (2+ 4+ 7+)	76 **Os** Osmio 190.2 (2+ 3+ 4+ 6+)	77 **Ir** Iridio 192.2 (1+ 2+ 3+ 4+ 6+)
7	87 **Fr** Francio 223.8† (1+)	88 **Ra** Radio 226.0† (2+)	89 **Ac** Actinio 227.0† (3+)	104 **Rf** Rutherfordio 261.1†	105 **Db** Dubnio 262.0†	106 **Sg** Seaborgio 263.0†	107 **Bh** Bohrio 264.0†	108 **Hs** Hassio 269†	109 **Mt** Meitnerio 268†

Elementos de transición internos

Serie de los lantánidos* 6	58 **Ce** Cerio 140.1 (3+ 4+)	59 **Pr** Praseodimio 140.9 (3+ 4+)	60 **Nd** Neodimio 144.2 (3+)	61 **Pm** Promecio 144.9† (3+ 4+)	62 **Sm** Samario 150.4 (2+ 3+)
Serie de los actínidos 7**	90 **Th** Torio 232 (4+)	91 **Pa** Protactinio 231 (4+ 5+)	92 **U** Uranio 238† (3+ 4+ 5+ 6+)	93 **Np** Neptunio 237† (3+ 4+ 5+ 6+)	94 **Pu** Plutonio 242† (3+ 4+ 5+ 6+)

Los colores indican el orbital que ocupan de los electrones de la capa externa

orbitales *s* — orbitales *p*

† Elementos con núcleo inestable. Tienen uno o más isótopos. Se tomó la masa atómica relativa y su vida media.

Los nombres y símbolos de los elementos 110 a 118 han sido propuestos, pero aún no tienen reconocimiento oficial.

10 VIII	11 1B	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	Gases nobles 18 0
								2 **He** Helio 4.003
			5 3+ **B** Boro 10.81	6 ±2,4 **C** Carbono 12.01	7 ±3,5 4,2 **N** Nitrógeno 14.01	8 2− **O** Oxígeno 16.00	9 1− **F** Flúor 19.00	10 **Ne** Neón 20.18
			13 3+ **Al** Aluminio 26.98	14 2+ 3+ **Si** Silicio 28.09	15 3+ 4+ 5+ **P** Fósforo 30.97	16 2± 6+ **S** Azufre 32.07	17 ±1, 3,5 7 **Cl** Cloro 35.45	18 **Ar** Argón 39.95
28 2+ 3+ **Ni** Niquel 58.69	29 1+ 2+ **Cu** Cobre 63.55	30 2+ **Zn** Zinc 65.38(2)	31 3+ **Ga** Galio 69.72	32 4+ **Ge** Germanio 72.64	33 3+ 5± **As** Arsénico 74.92	34 2− 4+ 6+ **Se** Selenio 78.96(3)	35 1+ ±3, ±5, 7± **Br** Bromo 79.90	36 **Kr** Kriptón 83.80
46 2+ 4+ **Pd** Paladio 106.4	47 1+ **Ag** Plata 107.9	48 2+ **Cd** Cadmio 112.4	49 3+ **In** Indio 114.8	50 2+ 4+ **Sn** Estaño 118.7	51 3+ 5± **Sb** Antimonio 121.8	52 2+ 4+ 6+ **Te** Telurio 127.6	53 1+ 3± 5± 7± **I** Yodo 126.9	54 **Xe** Xenón 131.3
78 2+ 4+ **Pt** Platino 195.1	79 1+ 3+ **Au** Oro 197	80 1+ 2+ **Hg** Mercurio 200.6	81 1+ 3+ **Tl** Talio 204.4	82 2+ 4+ **Pb** Plomo 207.2	83 3+ 5+ **Bi** Bismuto 209	84 2+ 4+ 6+ **Po** Polonio (208.98) †	85 1+ 3+ 5+ 7+ **At** Astato 210.0 †	86 **Rn** Radón 222.0 †
110 **Ds** Darmstadtio 271 †	111 **Rg** Roentgenio 272.0 †	112 **Cn** Copernicio 270.0 †	113 **Uut** Ununtrio 272.0 †	114 **Uuq** Uninquadio 276.0 †	115 **Uup** Ununpentio 279.0 †	116 **Uuh** Ununhexio 282.0 †	117 **Uus** Ununseptio 286.0 †	118 **Uuo** Ununoctio 288.0 †

63 2+ 3+ **Eu** Europio 152	64 3+ 4+ **Gd** Gadolinio 157.3	65 3+ **Tb** Terbio 158.9	66 3+ **Dy** Disprosio 162.5	67 3+ **Ho** Holmio 164.9	68 3+ **Er** Erbio 167.3	69 2+ 3+ **Tm** Tulio 168.9	70 2+ 3+ **Yb** Iterbio 173.1	71 3+ **Lu** Lutecio 175
95 3+ 4+ 5+ 6+ **Am** Americio 243 †	96 3+ **Cm** Curio 247 †	97 3+ 4+ **Bk** Berkelio 247 †	98 3+ **Cf** Californio 251 †	99 3+ **Es** Einstenio 254 †	100 3+ **Fm** Fermio 253 †	101 3+ **Md** Mendelevio 256 †	102 2+ 3+ **No** Nobelio 259 †	103 3+ **Lr** Lowrencio 262 †

orbitales *d* — orbitales *f*

Bibliografía

Libros

Alcántara Barbosa, M. del C., *Química de hoy. Texto preuniversitario*, McGraw-Hill, México, 1994.

American Chemical Society, *ChemCom. Química en la comunidad*, 2a. ed., Pearson Educación, México, 2005.

Burton, D. y Routh, J., *Química orgánica y bioquímica*, Interamericana, México, 2002.

Casanueva, E. *et al*., *Nutriología médica*, Médica Panamericana, 3a. ed., Madrid, 2009.

Chang, R., *Química general para bachillerato*, McGraw-Hill, México, 2008.

Dingrando, L. *et al*., *Química, Materia y cambio*, McGraw-Hill, México, 2010.

Fox B., y A., Cameron, *Ciencia de los alimentos, nutrición y salud*, Limusa, México, 2008.

Garritz, A., Chamizo, J.A., *La química en la sociedad*, México, Facultad de Química, UNAM, 1994.

Garritz, A., Chamizo, J.A., *Química*, Addison-Wesley, México., 1995.

Phillips, J.S. *et al*., *Química, Conceptos y aplicaciones*, 2a. ed., McGraw-Hill, México, 2007.

Pimentel, C. G., *Oportunidades en la química. Presente y futuro*. México, McGraw-Hill, 1994.

Rusell, J.B., *Química*. México, McGraw-Hill Interamericana, México, 1988.

Zumdahl, S., *Fundamentos de química*, 5a. ed., McGraw-Hill, México, 2007.

Referencias en internet

http://tablaperiodica.educaplus.org/ Una página en donde es posible conocer las propiedades y la historia del descubrimiento de los elementos de la tabla periódica, con datos interesantes para el alumno.

www.textoscientificos.com Recopilación de información y trabajos sobre diversos temas relacionados con la química, física, informática, ecología y otras áreas de ciencia. Estos textos pueden ser utilizados como material de referencia para la creación de trabajos o investigaciones con fines educativos y no lucrativos.

www.breathingearth.net Simulador que presenta las emisiones de CO_2 y el crecimiento de la población a nivel planetario en tiempo real, una herramienta muy útil para conocer el impacto ambiental y el cambio climático en la Tierra.

www.wolframalpha.com Motor de búsqueda que despliega datos referentes de todas las áreas del conocimiento humano: matemáticas, economía, física, química, medicina, etcétera.